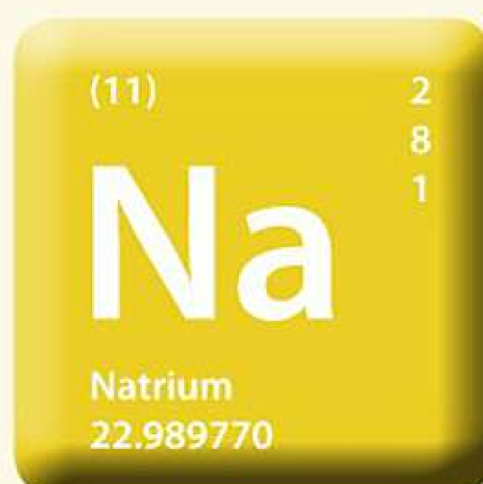
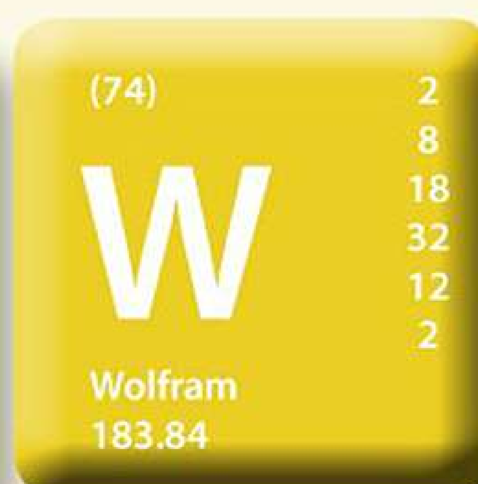
hpt







JUNGWIRTH **2**

NATURWISSENSCHAFTEN FÜR HTL

NEU+



BILDUNGSSTANDARDS



KOMPETENZORIENTIERT

Horst JUNGWIRTH



GRUNDLAGEN DER CHEMIE

Verlag Hölder-Pichler-Tempsky GmbH
www.hpt.at

Mit Bescheid des Bundesministeriums für Unterricht, Kunst und Kultur mit GZ 5.034/0003-B/8/2012 vom 18. Dezember 2012 gemäß den derzeit geltenden Lehrplänen als für den Unterrichtsgebrauch für den II. Jahrgang an höheren technischen und gewerblichen Lehranstalten im Unterrichtsgegenstand Naturwissenschaften geeignet erklärt.

Schulbuchnummer: 160007



Kopierverbot:
Wir weisen darauf hin, dass das Kopieren zum Schulgebrauch aus diesem Buch verboten ist. § 42 Absatz 6 Urheberrechtsgesetz: „ … Die Befugnis zur Vervielfältigung zum eigenen Schulgebrauch gilt nicht für Werke, die ihrer Beschaffenheit und Bezeichnung nach zum Schul- oder Unterrichtsgebrauch bestimmt sind."

Der Autor und der Verlag bitten, alle Anregungen und Vorschläge, die dieses Lehrbuch betreffen, an folgende Adresse zu senden:
Verlag Hölder-Pichler-Tempsky GmbH
1090 Wien, Frankgasse 4
E-Mail: service@hpt.at

Bildquellen:
Archiv für Kunst und Geschichte, Berlin: 35.3; Aus: *Chemie in unserer Zeit,* 3, 14. Jg., Juni 1980, Chemie GmbH, Weihnheim: 132.2; Aus: Hagenauer u.a.: *Chemie aktuell 1.* Naturwissenschaftliche Verlagsgesellschaft, Salzburg 1990: 41.2, 99.5; Aus: Jakob, Hoffmann: *Organische Chemie.* C.C. Buchners, Bamberg 1986: 136.1, 156.3; Aus: Ludwig, Goetze, Glöckner: *Anorganische Chemie.* C.C. Buchers, Bamberg 1980: 124.1; Aus: Schneider: *Lexikon alchemistisch-pharmazeutischer Symbole.*Wiley-CH, 1984: 24.1; Badische Zeitung: 17.11.2011: 137.4; Bundesministerium für Land- und Forstwirtschaft, Umwelt und Wasserwirtschaft/ Stoffbezogener Umweltschutz, Chemikalienpolitik, Risikobewertung und Risikomanagement, „die umweltberatung" – Verein österreichischer Umweltberatungsstellen, AUVA – Allgemeine Unfallversicherungsanstalt: 8.2; 88; 97.3; 97.8; 115.3; 120.1; 121.1; 125.2; 126.1; 127.2; 132.3; 134.2; 138.2; Der Kurier: 48.1; Donau Chemie AG: 97.1; Fotolia: chemtoddler: 5; Kzenon:6.2; g215: 6.3; womue: 7.1; Schlierner: 11.1; Aaron Amat: 11.2; kmiragaya: 11.3; artjazz: 11.4; silver-john: 11.5; eyewave: 11.6; Victor M.: 12.1; urosr: 13.3; Steffen Sinzinger: 14.2; Han van Vonno: 14.3; Sorcerer 11: 14.1; Mauro Rodrigues: 14.4; FotoLyrix: 15.2; maunzel: 17.3; fotobeau: 18.1; 4ndrea: 19.1; Bernd Kröger: 21.1; Eric Middelkoop: 21.2; Rgtimeline: 21.3; nobeastsofierce: 27; Dana S. Rothstein: 34; Jimmy Lu: 35.1; luchshen: 43; darknightsky: 47.1; EcoView: 49.1; Miredi: 53.1; Wolfgang Berroth: 53.2, 53.3; Vibe Images: 59.2; Orlando Florin Rosu: 63; marcel: 64.1; mankale: 64.4; Sigtrix: 69.3; Sergey Goruppa: 78.2; hfox: 86; lunamaria: 92; Daniel Ernst: 96.2; Simon Kraus: 98.1; Kybele: 103.1; Nadezda Razvodovska: 107; Mr. C: 111.1; anoli: 111.3; Kesu: 112.1; Thaut Images: 113; snapfoto 105: 119; Margit Power: 128.1; Jana 90: 130; vom: 133.1; olly: 135; Inga Nielson: 136.2; phoxo: 136.3; psychoschlumpf: 136.4; Hannes Eichinger: 139.2; Uladzimir Bakunovich: 142; full image: 150.1; Arsen Shirokov: 150.2; anna k.: 151.1; Laurentiu Iordache: 153.1; HANA 76: 153.3; PeJo: 154.2; sasel77: 157.5; Anja Roesnick: 159.1; Markus Bormann: 162.1; Greenpeace: Peter Somogyi-Tóth/Greenpeace: 82.3; 82.4; Bernd Schaudinnus/Greenpeace: 82.5; Ing. Plass, Günther: Internationale Bildagentur, Oberenstringen: 124.2; K+S Aktiengesellschaft: 128.3; Merck MKGaA, Darmstadt: 46.1; NASA Ozone Watch: 117.1; Oberösterreichische Nachrichten, Bildarchiv, Linz: 32.2; Österreichische Nationalbibliothek, Bildarchiv, Wien: 28.2; Ruhr-Universität Bochum: 145.1; Siltronic AG: 91.2; The LEGOLAND® Windsor Resort: Vereinigte Aluminium-Werke-AG, Leichtmetall-Forschungsinstitut, Bonn: 82.1; Wikimedia Commons, CC BY-SA 1.0 Lizenzen (creativecommons.org/licenses/by/1.0): 87.2; Materialscientist: 97.4; Wikimedia Commons, CC BY-SA 2.0 Lizenzen: W?ODI: 93.1; Wikimedia Commons, CC BY-SA 2.5 Lizenzen (creativecommons.org/licenses/by-sa/2.5): Civertan Grafikai Studio: 81.4; Wikimedia Commons, CC BY-SA 3.0 Lizenzen (creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0): Durfo: 19.3; Lakeworther: 19.4; Holger.Ellgaard: 32.3; Stephanb: 47.2; The Redburn: 58.2; Zwergelstern: 77.3; Juri: 78.3; Ra'ike: 78.4, 78.6, 87.5; Raimond Spekking: 81.2; Manfred Werner: 84.1; Warut Roonguthai: 87.2; Daniela Borchert: 87.3; Didier Descouens: 87.4; Wollschaf: 88.1; Joska Kristall GmbH & Co.KG: 88.3; H. Zell: 90.1; Xella Group: 90.3; Robin Müller: 120.2; IIVQ: 122.1; Alexander C. Wimmer: 127.5; Christian Fischer: 129.1; James Shook: 131.1; Nino Barbieri: 132.7; Erik Christensen: 143.4; Wikimedia Commons, CC0 1.0 Universal Lizenzen (creativecommons.org/publicdomain/zero/1.0): Jb 957: 90.2; Wikimedia Commons, Public Domain: Dr. cueppers: 8.1; Jastrow: 8.3; Janericloebe: 9.1; Eduard Sommer : 9.2; P.H. van den Heuvell: 24.2; 39.2; Anton: 44.2; Benjahbmm27: 52.1; Carol M. Highsmith: 77.4; Polyparadigm: 77.5; Modris Baum: 80.1; Alfred T. Palmer: 81.3; 87.2; Ben Mills: 87.2; Datamax: 103.2; 114.1; S.L. Pelaco: 114.2; 114.3; NASA: 115.4, 121.2; Gus Pasquerella: 122.2

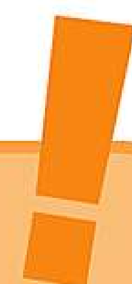
1. Auflage, Nachdruck 2014 (1,01)

Satz: Nicole Böhm, Exakta GmbH, Wien
Technische Zeichnungen: Dipl. Ing. Mag. Dr. Horst Jungwirth, Dr. Herbert Löffler
Illustrationen: Andreas Slama, Hausbrunn
Druck und Bindung: Brüder Glöckler GmbH, Wöllersdorf
ISBN 978-3-230-03501-1

Liebe Schülerin! Lieber Schüler!

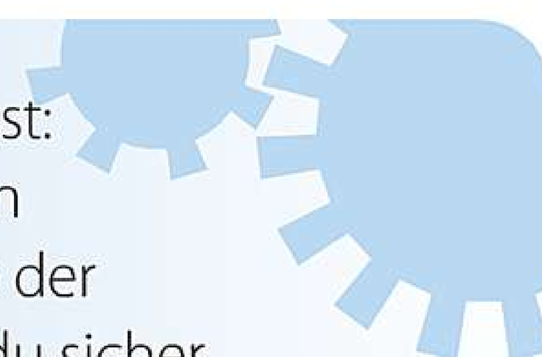
Der Band „Grundlagen der Chemie" soll eine Lern- und Unterrichtshilfe für den Naturwissenschaftsunterricht vor allem an technischen Schulen sein. Wir haben versucht, das Buch so zu konzipieren, dass es auch fachübergreifend eine Ergänzung sein kann. Für eine Fortbildung im Fachenglisch müsste das Buch durch seine vielen englischen Ausdrücke und Beispiele ebenfalls wertvolle Hilfe leisten.

Merk & Würdig



Unter **Merk&Würdig** findest du das Wichtigste des jeweiligen Abschnitts auf einen Blick. Zusammen mit den orange unterlegten Merksätzen und Formeln soll dir diese Zusammenstellung das Lernen erleichtern.

Übungen



Übungen sollen dir helfen zu überprüfen, ob du die verschiedenen Kompetenzen bereits erworben hast: analysieren, abschätzen, darstellen, berechnen und vieles mehr. Sie machen, wie sich zeigt, beim Lösen durchaus Spaß. Natürlich ist bei einer technischen Ausbildung das Ermitteln von Ergebnissen mit Hilfe der Mathematik notwendig. Unter den zahlreichen anwendungsorientierten Rechenübungen entdeckst du sicher auch Aufgaben zu einer Thematik, die dich interessiert!
TIPP: Am Ende des Buches findest du einen Lösungsteil!

Thema & Gesellschaft



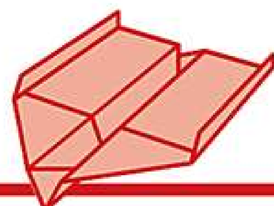
Unter **Thema&Gesellschaft** findest du Themen, die dich zum Nachdenken über gesellschaftliche und wirtschaftliche Erkenntnisse anregen sollen, sodass du dir leichter eine politische Meinung bilden kannst. Sie „dürfen" auch in anderen Gegenständen, z. B. Religion, diskutiert werden …

Ergänzung & Ausblick



Ergänzung und Ausblick: Unter diesem Logo werden Vertiefungen und Erweiterungen gebracht, die nicht als Lernstoff für den Regelunterricht gedacht sind. Da findet sich Interessantes für Neugierige oder auch Brauchbares zur Vorbereitung von Referaten.

Experiment



Experimente stehen im Zentrum der naturwissenschaftlichen Methode. Unter dem Logo mit dem Papierflieger findest du

- historische Experimente,
- Experimente, die deine Nawi-Lehrerin oder dein Nawi-Lehrer vorzeigen kann,
- Experimente, die du selber durchführen kannst.

Beispiel

Das Buch enthält unter dieser Rubrik zahlreiche ausführlich ausgeführte **Musterbeispiele**. Hier bekommst du Hilfe und gute Tipps!

In diesem Buch findest du kaum Hinweise auf Internetseiten. Dies hat einen Grund darin, dass solche Adressen oft keine lange Aktualität besitzen, außerdem kommst du ja mit Suchmaschinen oft schneller zum Ziel (Stichworte, auch in englischer Sprache, findest du im Buch genug).


Viel Erfolg wünscht der Autor!

TIPP: Das Periodensystem (PSE, Seite 171) findest du auch auf der Verlagshomepage www.hpt.at/SB160007/. Dort kannst du es gratis herunterladen und ausdrucken!

Inhalt

HINWEIS FÜR LEHRER/INNEN

Zuordnung der einzelnen Kapitel zu den Kompetenzbereichen laut Lehrplan:
Grundlagen der Chemie: Kapitel 1 – 13
Chemische Technologie: Kapitel 3 – 7, 9 – 13
Naturwissenschaften, Umwelt und Gesellschaft: Kapitel 5, 7, 9 – 12, Kapitel 1 – 13 in der Rubrik „Thema & Gesellschaft"



1 Chemie und Stoff

In diesem Kapitel geht es um

- Stoff als Gegenstand der Chemie
- den Umgang mit gefährlichen Stoffen
- die Entwicklung der Chemie
- die Arbeitsweise der Chemie
- Festkörper, Flüssigkeiten und Gase
- Mischungen und Lösungen
- Diffusion, Osmose
- die Trennung von Mischungen
- chemische Verbindung – Element
- Atome, Moleküle, Ionen
- die chemische Schreibweise



Abb. 6.1



Abb. 6.2 *Rasenmähen – ein physikalischer Vorgang*



Abb. 6.3 *Verbrennen – ein chemischer Vorgang*

Merk & Würdig

Die Chemie ist die Wissenschaft von den **Stoffen und ihren Veränderungen**.

Bei chemischen Vorgängen **(chemischen Reaktionen)** werden die Eigenschaften von Stoffen bleibend verändert.

Bei **physikalischen Vorgängen** ändern sich nur die Zustände der Stoffe.

1.1 Stoff als Gegenstand der Chemie

(substances as subject of chemistry)

Chemischer Vorgang – physikalischer Vorgang

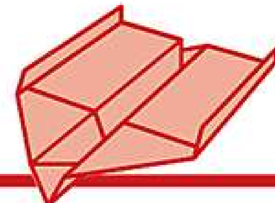
(chemical process – physical process)

Alle Stoffe in unserer Umgebung besitzen unterschiedliche Eigenschaften, aber sie haben eines gemeinsam: Sie alle bestehen aus **kleinen, unsichtbaren** und **nicht weiter zerlegbaren Teilchen**. Ein Nagel besteht z. B. aus dem Stoff Eisen, ein Sessel aus dem Stoff Holz, eine Vase aus dem Stoff Glas usw. In den meisten Fällen sind Gegenstände aus vielen verschiedenen Stoffarten zusammengesetzt.

Bei vielen Vorgängen im Alltag werden die Eigenschaften der Stoffe verändert. Es entstehen neue Stoffe. Man nennt solche Vorgänge **chemische Vorgänge** oder **chemische Reaktionen**. Chemische Vorgänge sind z. B. das Backen eines Kuchens, das Verwelken von Blumen, das Verrosten von Eisen, Verbrennungen, Feuerwerke usw. Auch alle Lebensvorgänge (z. B. das Wachsen von Haaren und Nägeln) sind chemische Reaktionen.

Bei physikalischen Vorgängen werden die Eigenschaften des Stoffes nicht verändert, sondern nur sein Zustand, wie z. B. beim Verdampfen eines flüssigen oder Schmelzen eines festen Stoffes.

Experiment



Dieses Experiment kannst du teilweise selber durchführen.

1. Schritt Vermische in einer Schale etwa 2 Löffel feines Eisenpulver und 3 Löffel Schwefelpulver.

2. Schritt Berühre die Mischung mit einem Magneten.

Was hast du beobachtet? Dokumentiere deine Beobachtung in einem kurzen Satz:

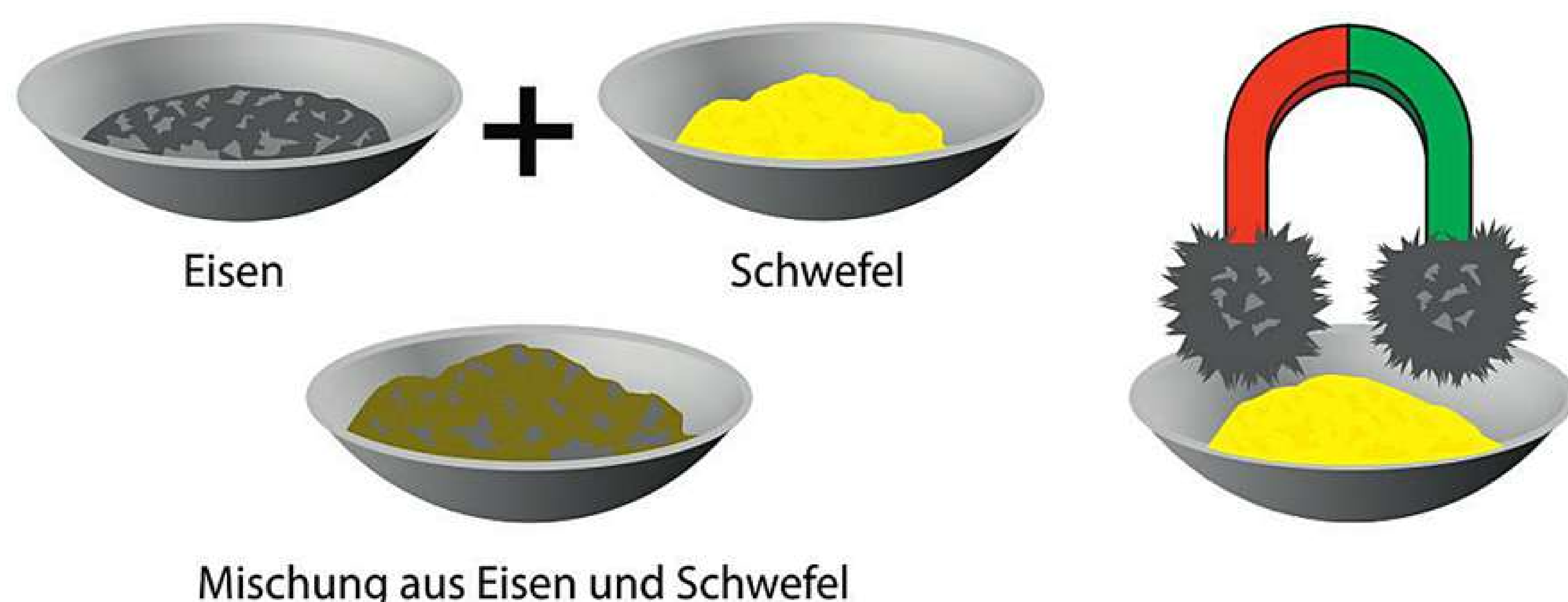


Abb. 6.4 *Trennung einer Mischung von Eisen und Schwefel*

Das folgende Experiment darfst du nur unter Aufsicht deines Lehrers/deiner Lehrerin mit einer Schutzbrille durchführen.

Vorsicht: Die Reaktion kann unter Feuererscheinung heftig verlaufen!

3. Schritt Erhitze die Schale mit der Mischung über einem Bunsenbrenner und lass das entstandene Produkt wieder abkühlen.

4. Schritt Prüfe das Produkt mit einem Magneten.

Was hast du beobachtet?
Dokumentiere deine Beobachtung in zwei kurzen Sätzen:

Wie verhält sich die Mischung gegenüber dem Magneten vor und nach der Reaktion? Interpretiere deine Beobachtungen in einem kurzen Satz:

Beim Mischen von Eisenpulver mit Schwefelpulver werden die Eigenschaften der beiden Stoffe nicht verändert. Es handelt sich daher um einen **physikalischen Vorgang**. Durch das Entzünden reagieren Eisen und Schwefel miteinander zu Eisensulfid, das völlig andere Eigenschaften besitzt als die Ausgangsstoffe. Dies ist daher ein **chemischer Vorgang (chemische Reaktion)**.

Chemische Reaktionen werden durch eine **Reaktionsgleichung** dargestellt. In dieser Schreibweise stehen die **Ausgangsstoffe** links und das **Endprodukt** rechts vom **Reaktionspfeil**:

Eisen + Schwefel → Eisensulfid

Man liest die Reaktionsgleichung: „Eisen und Schwefel reagieren zu Eisensulfid".

Übungen

Du hast in diesem Kapitel den Unterschied zwischen chemischen und physikalischen Vorgängen kennengelernt. Mit der folgenden Übung kannst du einen Bezug zwischen deinen erworbenen Kenntnissen und Vorgängen des Alltags herstellen:

Ü 1.1 Welche der folgenden Vorgänge sind physikalisch, welche chemisch?
Schneiden von Papier, Rosten von Eisen, Verfaulen von Obst, Kochen von Wasser, Verbrennen von Holz, Schmelzen von Stahl, Braten von Fleisch, Auflösen von Zucker in Wasser, Entkalken einer Kaffeemaschine, Reiben von Nüssen, Backen eines Kuchens, Herstellung von Wein

Die folgende Übung hilft dir beim Erlernen der chemischen Formelsprache:

Ü 1.2 Lies folgende Reaktionsgleichungen:
Magnesium + Sauerstoff → Magnesiumoxid
Natrium + Chlor → Natriumchlorid
Wasserstoff + Sauerstoff → Wasser



Abb. 7.1 *Ist das Schneiden von Papier ein physikalischer oder chemischer Vorgang?*

1.2 Umgang mit gefährlichen Stoffen

(handling hazardous substances)

In unserem täglichen Leben kommen wir mit einer Vielzahl von gefährlichen Stoffen in Berührung (z. B. Benzin, Heizöl, Reinigungsmittel, Lösungsmittel, Lacke, Farben, u. a.). Um das Sicherheitsrisiko im Umgang mit diesen **Gefahrstoffen** möglichst niedrig zu halten, gibt es eine internationale Vereinbarung der Vereinten Nationen zur Einstufung von Chemikalien sowie deren Kennzeichnung auf Verpackungen und in Sicherheitsdatenblättern.

Das **GHS** (**G**lobal **H**armonisiertes **S**ystem zur Einstufung und Kennzeichnung von Chemikalien, ***G****lobally* ***H****armonized* ***S****ystem of Classification, Labelling and Packaging of Chemicals*) enthält folgende Bestandteile:

- **Gefahrenpiktogramme (Gefahrensymbole)** – siehe Abb. 8.2
  Seit 2009 sind die neuen rot-weißen Piktogramme in Verwendung. Daneben dürfen die alten (orangen) noch bis 2017 verwendet werden.
- **Signalwörter**
  Zusätzlich zu den Piktogrammen werden die Signalwörter **ACHTUNG** (geringere Gefahrenstufe) bzw. **GEFAHR** (hohe Gefahrenstufe) verwendet.
- **Gefahrenhinweise**
  H-Sätze (**H**azard Statements, früher „R-Sätze") sowie zusätzliche EUH-Sätze (besondere Gefährdungen)
- **Sicherheitshinweise**
  P-Sätze (**P**recautionary Statements, früher S-Sätze).



GHS 01: Die Stoffe können, auch ohne Beteiligung von Luftsauerstoff, mit Wärmeentwicklung und unter schneller Entwicklung von Gasen reagieren. Sie explodieren leicht oder verpuffen schnell. Achtung Explosionsgefahr!



GHS 02: Produkte mit diesem Zeichen entzünden sich schnell in der Nähe von Hitze und mit offenen Flammen. Besondere Vorsicht mit dem Produkt bei Hitze, Feuer oder in der Nähe von offenen Flammen. Nicht rauchen, Sprays mit diesem Zeichen nie in der Nähe von offenen Flammen versprühen!



GHS 03: Die Chemikalien können in Berührung mit anderen, insbesondere entzündlichen Stoffen, mit starker Wärmeentwicklung reagieren.



GHS 04: Die Gasflasche weist auf unter Druck stehende Gase hin. Es gelten besondere Vorschriften im Umgang mit unter Druck stehenden Gasen!



GHS 05: Gefahr der schweren Ätzung der Haut oder es können schwere Augenschäden auftreten (Zerstörung der Haut oder der Sehkraft). Das Piktogramm weist aber auch darauf hin, dass die Chemikalie

auf Metalle korrosiv wirkt. Bei solchen Produkten immer Augen- und Hautschutz verwenden!



GHS 06: Bestimmte Chemikalien können schon in kleinsten Mengen zu lebensgefährdenden Vergiftungen führen, wenn sie auf die Haut gelangen, verschluckt oder eingeatmet werden. Es gelten besondere Vorschriften im Umgang mit Giften. Auf keinen Fall in direkten Kontakt mit solchen Stoffen kommen!



GHS 07: Das Rufzeichen warnt vor diversen Gesundheitsgefahren. Es können die Haut oder die Augen gereizt oder Allergien ausgelöst werden. Vorsichtiger Umgang mit solchen Produkten ist anzuraten!



GHS 08: Dieses Piktogramm weist auf Gefahren von möglichen schweren Gesundheitsschäden hin. Das Produkt hat krebserregendes Potential, schwere Folgen bei Schwangerschaft oder birgt ähnliche schwere Gesundheitsrisiken. Produkte mit diesem Piktogramm mit besonderer Vorsicht benutzen!



GHS 09: Der sterbende Baum und der sterbende Fisch warnen vor möglichen Umweltgefahren. Die Produkte können Lebewesen (Menschen, Tiere und Pflanzen) schädigen oder auch langfristig schwere Umweltschäden hervorrufen. Produkte mit diesem Piktogramm immer richtig entsorgen und nie in den Hausmüll geben oder ins Abwasser schütten!

Abb. 8.2 *Gefahrenpiktogramme*

Brommethan

5 kg

Kann vermutlich genetische Defekte verursachen beim Verschlucken und Einatmen. Giftig bei Einatmen. Giftig bei Verschlucken. Kann die Organe schädigen bei längerer oder wiederholter Exposition. Verursacht schwere Augenreizung. Kann die Atemwege reizen. Verursacht Hautreizungen. Sehr giftig für Wasserorganismen. — **H-Sätze**

Die Ozonschicht schädigend. — **EUH-Satz**

Einatmen von Staub/Rauch/Gas/Nebel/Dampf/Aerosol vermeiden. Freisetzung in die Umwelt vermeiden. Vorgeschriebene persönliche Schutzausrüstung verwenden. BEI VERSCHLUCKEN: Sofort GIFTINFORMATIONSZENTRUM oder Arzt anrufen. BEI KONTAKT MIT DEN AUGEN: Einige Minuten lang behutsam mit Wasser spülen. Vorhandene Kontaktlinsen nach Möglichkeit entfernen. Wieder spülen. GIFTINFORMATIONSZENTRUM oder Arzt anrufen. — **P-Sätze**

Signalwort — **Gefahr**

Inverkehrbringer
PLZ, Ort
Straße und Hausnummer
Telefonnummer für Unfälle

Abb. 8.1 *Beispiel einer GHS-Kennzeichnung*

Übungen

Bei folgenden Übungen zeigst du, dass du dir fachspezifische Informationen aus unterschiedlichen Medien beschaffen kannst:

Ü 1.3 Suche im Internet die Broschüren „Chemie im Haushalt" und „Alte Gefahren – neue Zeichen" des Lebensministeriums. Beantworte daraus folgende Fragen:

a) Welche Gefahren können von Haushaltschemikalien ausgehen?

b) Was bedeutet der Gefahrenhinweis H332?

Ü 1.4 Suche nach GHS-Kennzeichnung auf verschiedenen Verpackungen (z. B. Reinigungsmittel, Lacke, Lösungsmittel u. a.). Was bedeuten die Gefahrensymbole, welche H- und P-Sätze (bzw. R- und S-Sätze) sind angegeben?

1.3 Die Entwicklung der Chemie *(development of chemistry)*

Erste Anfänge *(first beginnings)*

Die Anfänge chemischer Betätigung reichen weit in die Geschichte zurück. Die Menschen versuchten schon immer, mineralische, pflanzliche und tierische Rohstoffe so umzuwandeln, dass sie ihnen für Ernährung, Bekleidung sowie alle anderen Bedürfnisse des täglichen Lebens dienen konnten. Die Babylonier und Ägypter verfügten bereits über einen recht hohen Wissensstand. Ihnen waren z. B. schon bekannt:

- die Erzeugung vieler Metalle aus den Erzen,
- die Bereitung natürlicher Farbstoffe und das Färben der Gewänder,
- die alkoholische Gärung und die Essigherstellung sowie
- Keramik und Glasbereitung.

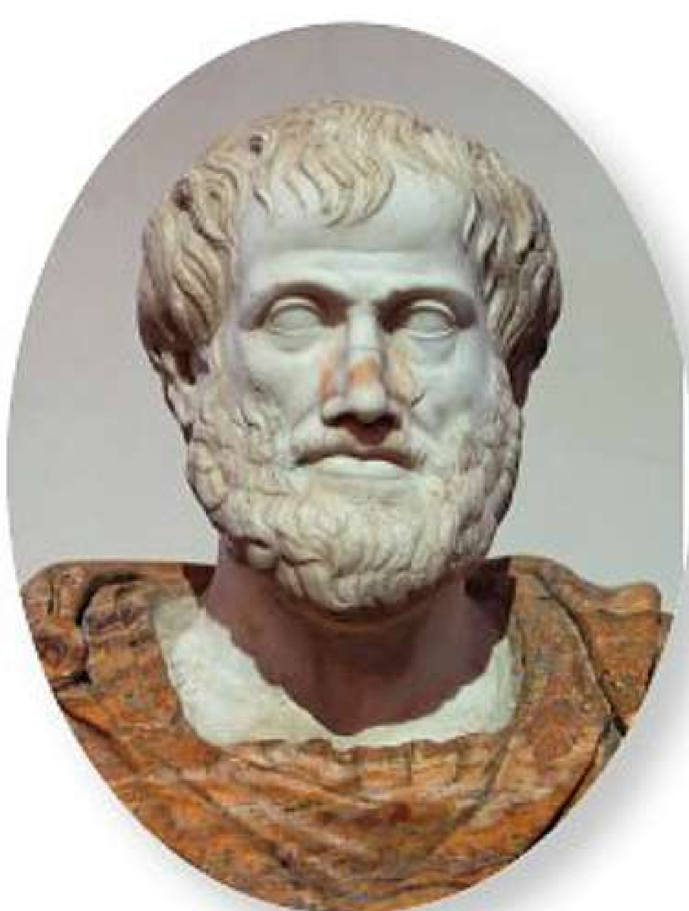


Abb. 8.3 *ARISTOTELES*

Griechen, Ägypter und Araber *(Greeks, Egypts and Arabs)*


Abb. 9.1 *Alchemistisches Labor*

Die Griechen versuchten, rein philosophisch ohne jede experimentelle Überprüfung, das Wesen und den Aufbau der Materie zu erklären. So nahm z. B. **Aristoteles**[1] vier „Elemente" (Feuer, Erde, Wasser, Luft) als Bausteine der Stoffe an. **Demokrit von Abdera**[2] kam zu der recht modernen Auffassung: Die Materie besteht aus kleinsten Teilchen. Das Verhalten der Stoffe müsse durch unterschiedliche Zahl und Lage der Teilchen zu erklären sein. Diese Teilchen nannte er **„Atome[3]"**.

Nach der Zerstörung der ägyptischen Hochkultur ging das Wissen auf die Araber über, die es ihrerseits über Spanien nach Europa brachten.

Die Alchemie *(alchemy)*

Alchemie ist die Bezeichnung für mittelalterliche Chemie („Schwarze Kunst", „Goldmacherkunst"). Viele Betrüger haben die geheimen Künste zu ihrer Bereicherung auszunützen versucht und so die Alchemie in Verruf gebracht. Sie gaukelten z. B. vor, durch bloße Berührung mit dem „Stein der Weisen", einer geheimnisvollen Substanz, minderwertige Materialien in edles Gold verwandeln zu können (Transmutation). Der Alchemie verdankt die moderne Chemie die Entwicklung und Verbesserung chemischer Arbeitsverfahren und die Herstellung neuer Stoffe.

Ergänzung & Ausblick



Dies wäre dem Alchemisten Johann Friedrich Böttger (1682 – 1719) beinahe zum Verhängnis geworden. Als August der Starke von Sachsen (1670 – 1733) auf Böttgers Kunst aufmerksam wurde, ließ er ihn kurzerhand festnehmen. Böttger sollte im Kerker dazu beitragen, die leeren Staatskassen mit Gold zu füllen. Die Hinrichtung vor Augen gelang Böttger schließlich statt der Herstellung von Gold die Erzeugung von kostbarem weißem Porzellan, das bis dahin nur von China bekannt war. Dies war die Geburtsstunde der Meißner Porzellanmanufaktur in Dresden im Jahre 1711.


Abb. 9.2 *JOHANN FRIEDRICH BÖTTGER*

1.4 Die Arbeitsweise der Chemie *(way of working in chemistry)*



Abb. 9.3

Die Arbeitsweise der Chemie ist die gleiche wie die der Physik (siehe Band 1, Grundlagen der Physik). Das **Experiment** steht in jedem Fall im Mittelpunkt. Der Chemiker beobachtet und misst Eigenschaften oder Veränderungen der Stoffe. Dies geschieht unter genau festgelegten Bedingungen wie z. B. Druck oder Temperatur. Aus den dabei gewonnenen Ergebnissen wird mittels Annahmen **(Hypothesen)** eine **Theorie** aufgestellt.

Die von den Naturwissenschaftern aufgestellten Theorien sind in der Regel wenig anschaulich. Deshalb versucht man häufig, die Ergebnisse von Experimenten zusätzlich durch bildhafte Vorstellungen, sogenannte **Modelle**, zu beschreiben.

Teilchenmodell der Materie *(particle model of matter)*

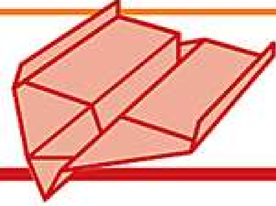
Nach Demokrit ist die Materie nicht unendlich teilbar, sondern besteht aus Atomen (im Sinne von „kleinsten Teilchen") und dazwischen aus leerem Raum. Diese Hypothese konnte zu Demokrits Zeiten natürlich experimentell weder bestätigt noch widerlegt werden. Das **Teilchenmodell** der Materie ist aber nach wie vor für die Beschreibung verschiedener Eigenschaften der Materie sehr hilfreich.



Abb. 9.4 *Griechische Münze mit Demokrit und dem Atommodell*

[1] ARISTOTELES (384 – 322 v. Chr.), griech. Philosoph – **Abb. 8.3**
[2] DEMOKRIT VON ABDERA (um 460 v. Chr.), griech. Philosoph – **Abb. 9.4**
[3] „atomos" (griech.) = „unteilbar"

Experiment



Dieses Experiment kannst du selber durchführen:

1. Schritt Nimm zwei Messzylinder. In beide füllst du Trockenerbsen bis zu einem Volumen von 50 ml. Nun schüttest du den Inhalt des ersten in den zweiten Messzylinder. Wie groß ist das Gesamtvolumen?

2. Schritt Nimm zwei Messzylinder und wiederhole das Experiment mit jeweils 50 ml Hirsekörner. Wie groß ist jetzt das Gesamtvolumen?

3. Schritt Nimm wieder zwei Messzylinder. Fülle in den ersten 50 ml Trockenerbsen und in den zweiten 50 ml Hirsekörner und schüttle den Messzylinder. Wie groß ist jetzt das Gesamtvolumen?

Was hast du beobachtet? Dokumentiere deine Beobachtung in folgender Tabelle:

	1. Zylinder	2. Zylinder	Gesamtvolumen (ml)
1	50 ml Erbsen	50 ml Erbsen	
2	50 ml Hirse	50 ml Hirse	
3	50 ml Erbsen	50 ml Hirse	

Tabelle 10.1

4. Schritt Nimm zwei Messzylinder. In beide füllst du genau 50 ml Wasser und gießt den Inhalt des ersten in den zweiten Messzylinder. Wie groß ist das Gesamtvolumen?

5. Schritt Nimm wieder zwei Messzylinder und wiederhole das Experiment mit jeweils 50 ml reinem Ethanol (= Ethylalkohol). Wie groß ist jetzt das Gesamtvolumen?

6. Schritt Nimm wieder zwei Messzylinder. Fülle in den ersten 50 ml Wasser und in den zweiten 50 ml reines Ethanol. Wie groß ist jetzt das Gesamtvolumen?

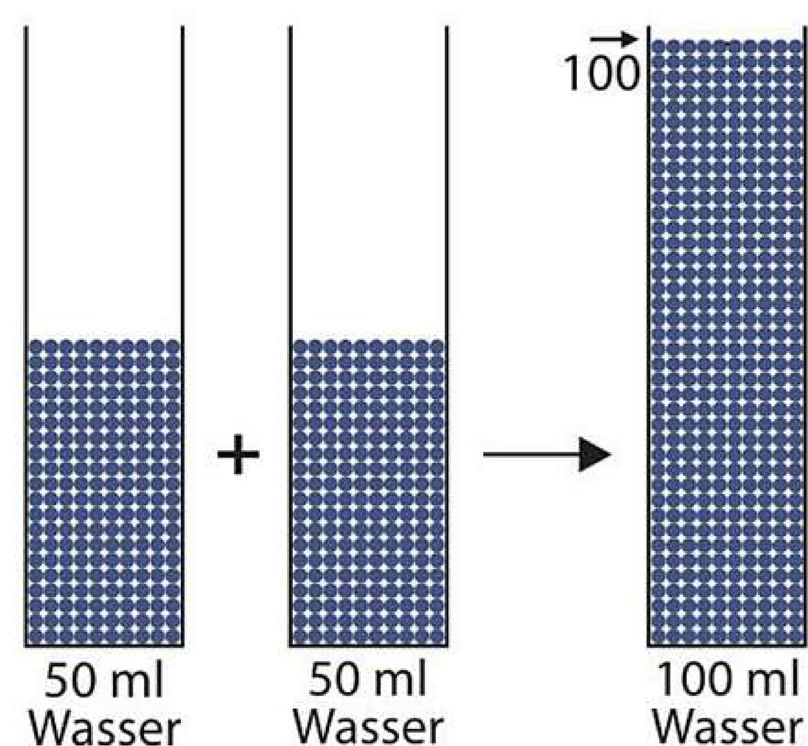


Abb. 10.1

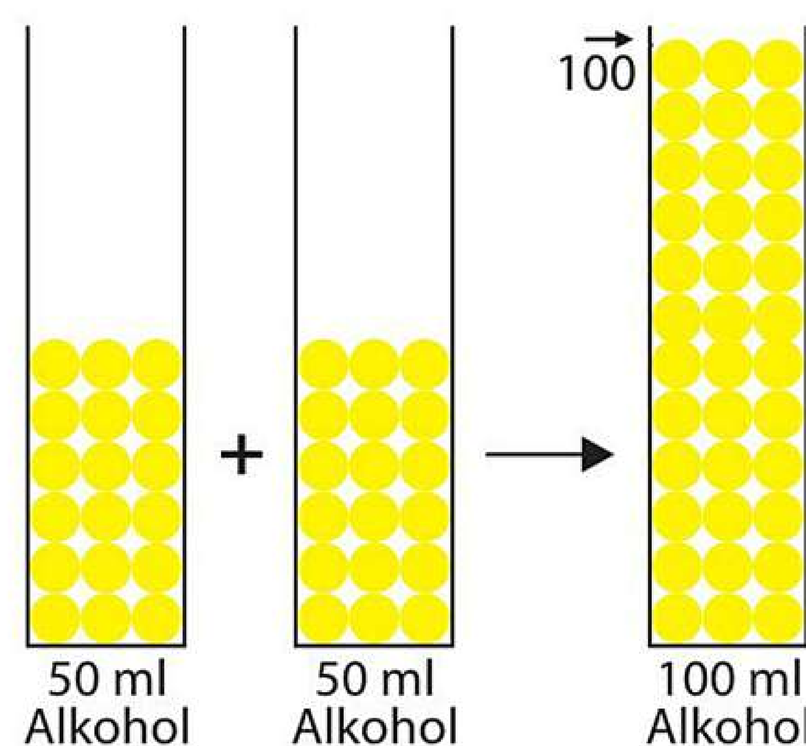


Abb. 10.2

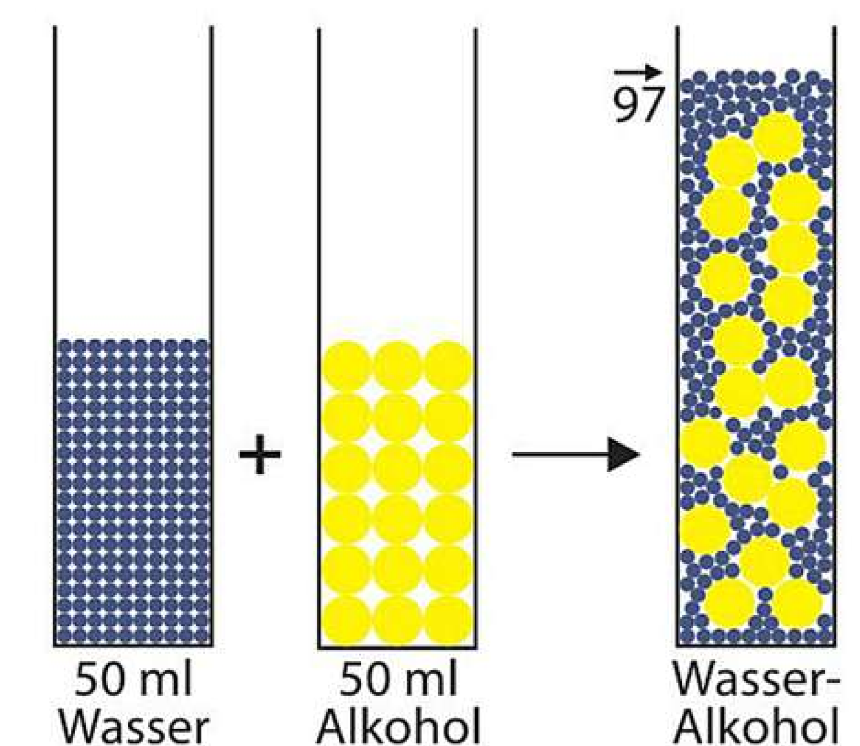


Abb. 10.3

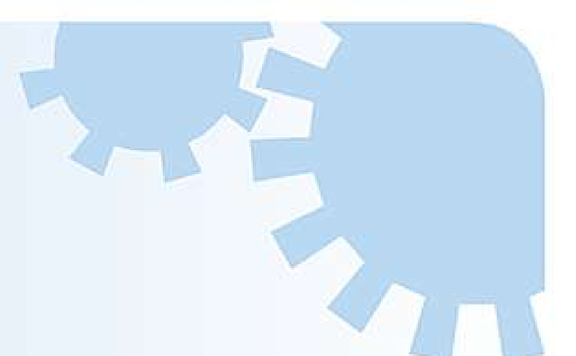
Was hast du beobachtet? Dokumentiere deine Beobachtung in folgender Tabelle:

	1. Zylinder	2. Zylinder	Gesamtvolumen (ml)
4	50 ml Wasser	50 ml Wasser	
5	50 ml Ethanol	50 ml Ethanol	
6	50 ml Wasser	50 ml Ethanol	

Tabelle 10.2

Vergleiche die beiden Versuchsreihen (Erbsen/Hirse und Wasser/Ethanol) und interpretiere die Ergebnisse in zwei kurzen Sätzen:

Übungen



Du hast in diesem Kapitel das Teilchenmodell kennengelernt. Diese Übung soll dir helfen, einen Bezug herzustellen zwischen deinen erworbenen Kenntnissen und einigen Erfahrungen des Alltags:

Ü 1.5 Versuche, verschiedene Vorgänge des täglichen Lebens mithilfe des Teilchenmodells zu erklären: Ausbreitung eines Duftes im Raum, Aufblasen eines Luftballons, Auflösen von Zucker in Wasser

1.5 Festkörper, Flüssigkeiten und Gase *(solids, liquids and gases)*

Was ist der Unterschied? *(what's the difference?)*

Ein **Festkörper** (Abb. 11.1) hat eine bestimmte Form und ein bestimmtes Volumen.

Eine **Flüssigkeit** (Abb. 11.2) hat ein bestimmtes Volumen, aber **keine bestimmte Form**. Sie passt sich dem Gefäß an.

Ein **Gas** (Abb. 11.3) hat **keine bestimmte Form** und **kein bestimmtes Volumen**. Es passt sich der Form an und lässt sich zusammenpressen.


Abb. 11.1


Abb. 11.2


Abb. 11.3

Wasser: fest, flüssig und gasförmig *(water: solid, liquid and gasous)*

Wasser kommt in allen drei Aggregatzuständen vor: als Eis, als flüssiges Wasser und als Wasserdampf.

Eis wandelt sich in der Wärme langsam zu Wasser um. Man nennt diesen Vorgang **schmelzen**. Der **Schmelzpunkt** von Wasser liegt bei bei 0 °C.

Erwärmt man Wasser, so bildet sich Wasserdampf. Beim **Siedepunkt** von 100 °C **verdampft** das Wasser. Unterhalb des Siedepunktes nennt man den Vorgang **verdunsten**.


Abb. 11.4


Abb. 11.5


Abb. 11.6



Abb. 11.7

Den direkten Übergang vom festen in den gasförmigen Zustand nennt man **sublimieren**, die Umkehrung **resublimieren**.

Temperaturkurve von Wasser *(heating curve of water)*

Betrachte die Kurve in nebenstehender Abbildung (Abb. 11.8):
Eis beginnt bei 0 °C zu schmelzen. Diese Temperatur bleibt gleich, bis alles Eis geschmolzen ist. Ebenso bleibt die Temperatur bei 100 °C, bis alles Wasser verdampft ist.

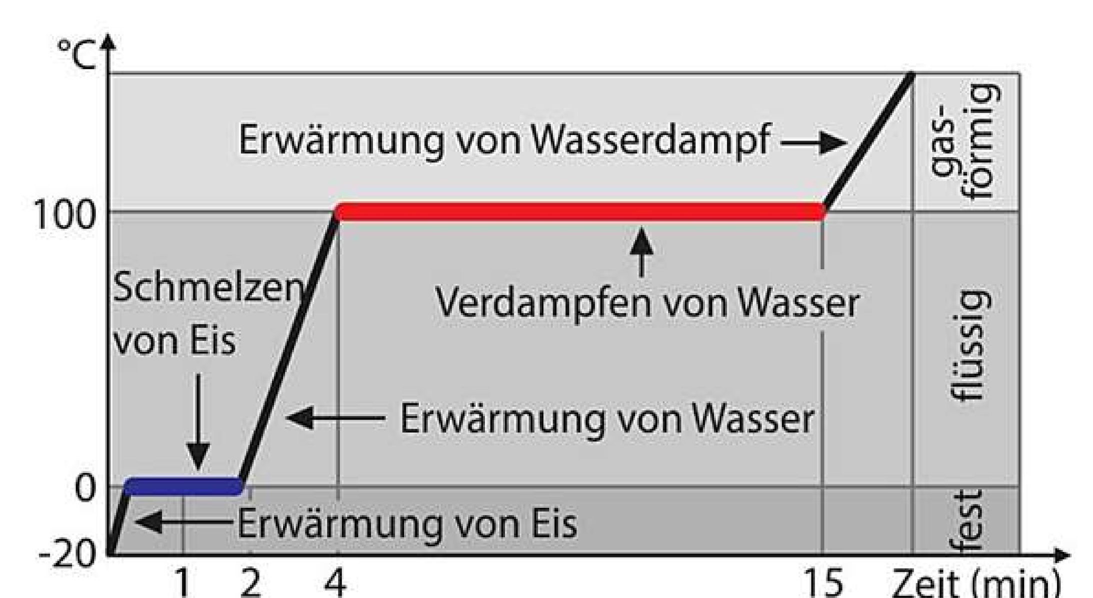


Abb. 11.8 *Temperatur-Zeit-Diagramm von Wasser (einem Eiswürfel von 100 g und –20 °C wird eine gleichbleibende Energiemenge von 20 kJ pro Minute zugeführt)*



Abb. 12.1 *Flüssiges Eisen*

Schmelz- und Siedepunkte einiger Stoffe

(melting points and boiling points of some substances)

Stoff	Schmelzpunkt (°C)	Siedepunkt (°C)
Sauerstoff	–219	–183
Ethanol	–15	78
Natrium	98	890
Schwefel	119	445
Eisen	1 540	2 900
Diamant	3 550	4 832

Tabelle 12.1

Übungen

Mithilfe der folgenden Übungen kannst du einen Bezug zwischen deinen erworbenen Kenntnissen über die Aggregatzustände und verschiedenen Vorgängen des Alltags herstellen:

Ü 1.6 Ergänze in folgender Tabelle die Aggregatzustände der Substanzen bei den angegebenen Temperaturen:

Substanz	Schmelz-punkt	Siede-punkt	–20 °C	–2 °C	20 °C	150 °C
Wasser	0 °C	100 °C				
Brom	–7 °C	59 °C				
Ethanol	–114 °C	79 °C				
Schwefel	119 °C	445 °C				
Stickstoff	–238 °C	–196 °C				

Tabelle 12.2

Ü 1.7 Was ist der Unterschied zwischen Verdunsten und Verdampfen?

Ü 1.8 Nenne einige feste, flüssige und gasförmige Stoffe in deiner Umgebung.

Ü 1.9 *The graph on the right (Abb 12.2) is a heating curve for a pure substance. It shows how the temperature rises with time when the substance is heated.*

a) *What is the melting point of the substance?*

b) *What is the boiling point of the substance?*

c) *What happens to the temperature while the substance changes state? Does it decrease or stay the same?*

d) *How can you tell that the substance is not water?*

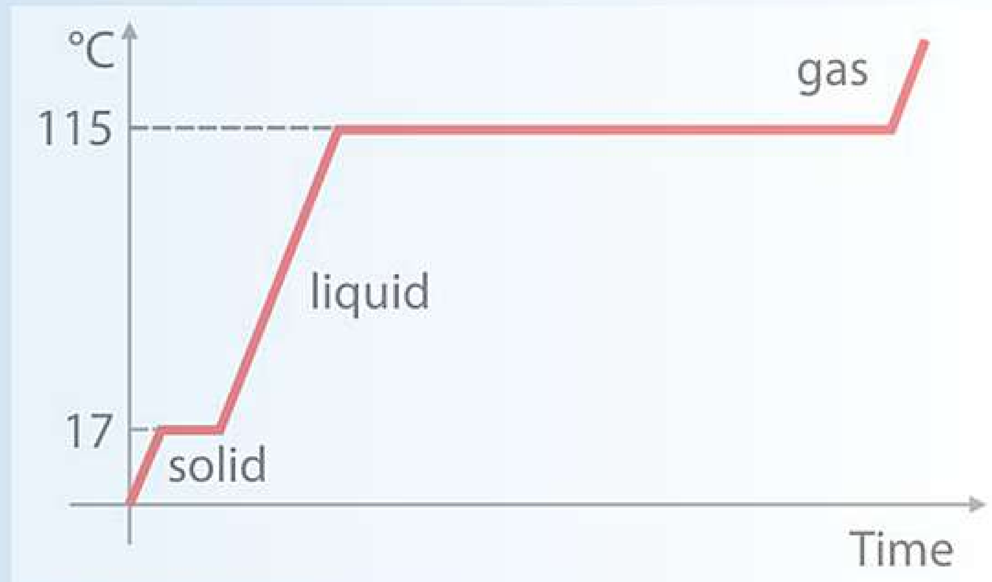


Abb. 12.2 *Heating curve*

Anordnung der Teilchen in Festkörpern, Flüssigkeiten und Gasen

(arrangement of particles in solids, liquids and gases)

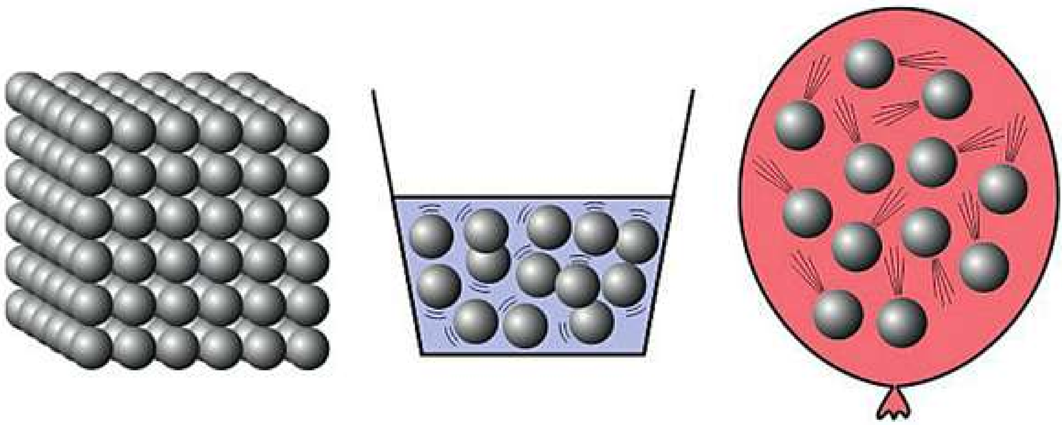


Abb. 12.3 *Modell eines Festkörpers*

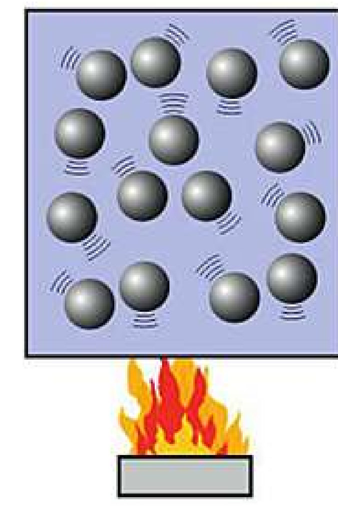
Abb. 12.4 *Modell einer Flüssigkeit*

Abb. 12.5 *Modell eines Gases*

In **Festkörpern** sind die einzelnen Teilchen in einem Kristallgitter angeordnet (siehe Abb. 12.3). Sie werden durch **starke Kräfte** zusammengehalten und können nur leichte Bewegungen an ihrem Platz ausführen. Diese Bewegungen werden immer heftiger, je höher die Temperatur wird.

In **Flüssigkeiten** sind die Teilchen nur mehr **schwach aneinander gebunden** (siehe Abb. 12.4). Sie bewegen sich langsam und lassen sich gegeneinander verschieben. Deswegen passt sich eine Flüssigkeit jeder Gefäßform an.

In **Gasen** haben die Teilchen **keine Bindung** mehr zueinander (siehe **Abb. 12.5**). Sie bewegen sich rasch und regellos nach allen Richtungen. Dabei prallen sie immer wieder miteinander und mit der Gefäßwand zusammen.


Abb. 13.1 *Erhitzen eines Gases*

Gase näher betrachtet *(gases in more detail)*

Beim Aufblasen eines Ballons füllt man ihn mit Gasteilchen. Diese prallen gegeneinander und gegen die Hülle des Ballons. Das ist der **Druck des Gases**. Bläst man mehr Gas in den Ballon, stoßen mehr Teilchen gegen die Wand, der Druck steigt.

Wird ein **Gas** in einem Behälter **erwärmt**, so nehmen die Teilchen Energie auf und bewegen sich noch schneller. Sie stoßen daher öfter und mit einer größeren Kraft gegen die Wand. Der **Druck steigt**.

Merk & Würdig !
Je höher die Temperatur eines Gases ist, umso rascher bewegen sich die Teilchen und umso höher ist der Druck.

In einem **Schnellkochtopf** (Druckkochtopf) steigt infolge des höheren Drucks der Siedepunkt von 100 °C auf ca. 130 °C an. Kartoffel, Fleisch u. a. sind daher schneller gar gekocht.

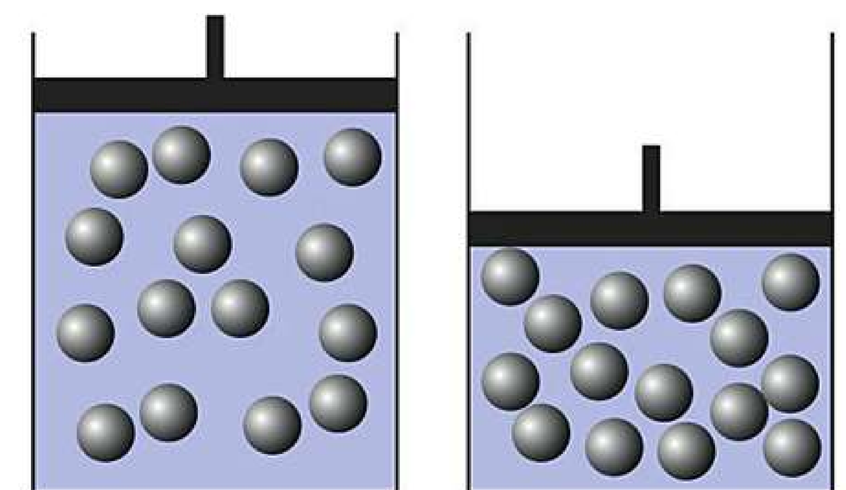
Wenn der Druck sinkt, sinkt auch der Siedepunkt. Auf der Spitze des Mount Everest (8 848 m) beträgt der Siedepunkt von Wasser nur mehr 69 °C.

Merk & Würdig !
Der **Siedepunkt** einer Flüssigkeit ist **vom Druck abhängig**. Er steigt mit zunehmendem Druck und fällt mit abnehmendem Druck.

Wird ein Gas in einen kleineren Raum zusammengepresst, so prallen die Teilchen öfter zusammen und gegen die Gefäßwand, der Druck steigt. Man sagt, das Gas ist **komprimiert**. In vielen Gasen sind die Teilchen dann so nahe, dass das Gas flüssig wird.

Flüssigkeiten und Festkörper lassen sich nicht komprimieren.

Genauere Informationen über die Aggregatzustände wirst du im Physikunterricht in einer höheren Klasse bekommen.


Abb. 13.2 *Komprimiertes Gas*

Übungen

Bei folgenden Übungen lernst du, mithilfe des einfachen Teilchenmodells das Verhalten von Gasen und Flüssigkeiten zu begründen und in Fachsprache zu beschreiben.

Ü 1.10 Was verursacht den Druck eines Gases?

Ü 1.11 Was versteht man unter einem komprimierten Gas?

Ü 1.12 Nenne einige Gebrauchsartikel, die komprimierte Gase enthalten.

Ü 1.13 Der Siedepunkt einer Flüssigkeit steigt mit zunehmendem (Luft)druck. Erkläre diese Erscheinung mithilfe des Teilchenmodells.

Ü 1.14 Erkläre mithilfe des Teilchenmodells, warum in einem Gas der Druck mit zunehmender Temperatur steigt.

Ü 1.15 *Explain how the boiling point of a liquid changes when pressure decreases.*


Abb. 13.3 *Taucher verwenden Gasflaschen mit komprimierter Luft.*

Merk & Würdig

Mischungen (Gemische, **Gemenge**) lassen sich mit physikalischen Methoden in ihre Bestandteile zerlegen. Dabei ändern sich die Eigenschaften der Stoffe nicht.



Abb. 14.1 *Ungefilterter, naturtrüber Apfelsaft ist eine Suspension.*



Abb. 14.2 *Emulsion*



Abb. 14.3 *Nebel*

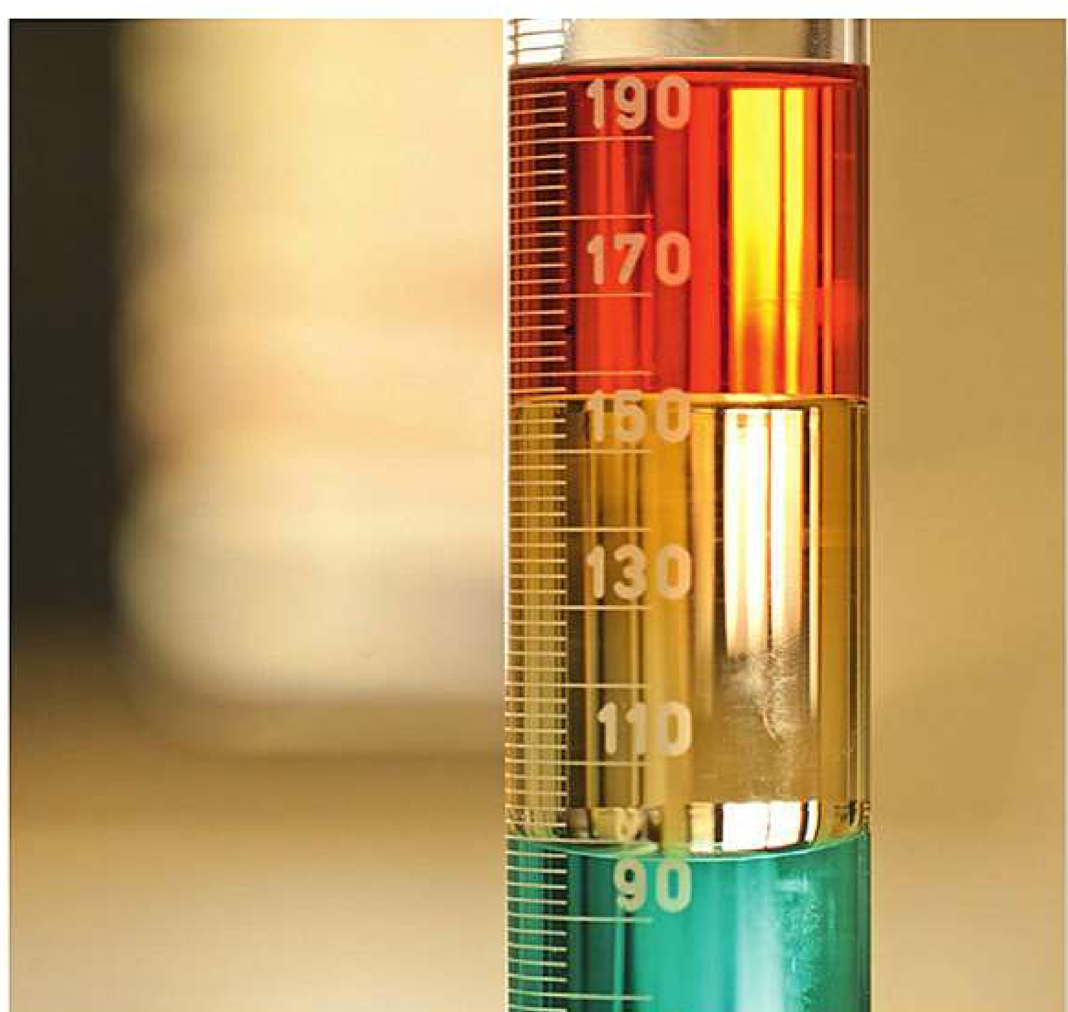


Abb. 14.4 *Heterogene Mischung mit mehreren flüssigen Phasen*

1.6 Mischungen und Lösungen *(mixtures and solutions)*

Mischungen *(mixtures)*

Erinnere dich an das Experiment von Seite 6: Eine Mischung (Gemenge) aus Eisenpulver und Schwefelpulver kann mithilfe eines Magneten getrennt werden, weil in einer Mischung die einzelnen Substanzen nicht chemisch verbunden sind. Jede Substanz besitzt immer noch ihre Eigenschaften.

Viele Stoffe des Alltags sind nicht rein, sondern bestehen aus Mischungen.

Mischungen lassen sich durch **physikalische Verfahren** in ihre Bestandteile trennen.

Arten von Mischungen *(types of mixtures)*

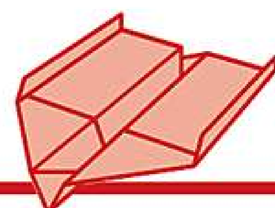
Je nach den Aggregatzuständen der Bestandteile einer Mischung gibt es verschiedene Arten:

- **Suspensionen**[1]: Feststoffteilchen in einer Flüssigkeit (z. B. naturtrüber Apfelsaft enthält noch Schwebstoffe, siehe **Abb. 14.1**)
- **Emulsionen**[2]: Flüssigkeitsteilchen in einer Flüssigkeit (z. B. Öl in Wasser, siehe **Abb. 14.2**)
- **Aerosol**: Feststoff- oder Flüssigkeitsteilchen in einem Gas
  - **Rauch**: Feststoffteilchen in einem Gas
  - **Nebel**: Flüssigkeitsteilchen in einem Gas (siehe **Abb. 14.3**)

Homogene, heterogene Mischungen *(homogenous, heterogenous mixtures)*

- **Homogen** nennt man Mischungen, die einheitlich aussehen (z. B. eine Lösung von Zucker in Wasser). Sie besitzen nur eine Zustandsform **(Phase)**.
- **Heterogen** nennt man Mischungen, die nicht einheitlich sind (z. B. Öl und Wasser). Sie besitzen zwei oder mehrere Phasen (siehe **Abb. 14.4**).

Lösungen *(solutions)*



Experiment

Dieses Experiment kannst du selber durchführen:

Erhitze 100 ml Wasser auf ungefähr 50 °C und löse darin ca. 25 g Alaun (Kalialaun, Kaliumaluminiumsulfat) auf. Lass die Lösung stehen und abkühlen. Was passiert?

Dokumentiere und interpretiere deine Beobachtungen in zwei kurzen Sätzen.

[1] suspendere“ (lat.) = „aufhängen, schweben lassen“
[2] „emulgere“ (lat.) = „ausmelken“

Gibt man Zucker in einen Tee, so löst er sich im Wasser auf. Es sieht aus, als würde der Zucker verschwinden. Tatsächlich wird er in kleinste, unsichtbare Teilchen aufgespalten. Diese verteilen sich im Wasser. Es entsteht eine **Zucker-Lösung**. Das Wasser ist das Lösungsmittel.

Gelöster Stoff + Lösungsmittel = Lösung

Nicht alle Stoffe lösen sich leicht in Wasser auf. Denke z. B. an Kalk: Er ist in Wasser schwer löslich. Daher bilden sich in Kaffeemaschinen, Wasserkochern u. a. mit der Zeit Kalkablagerungen.

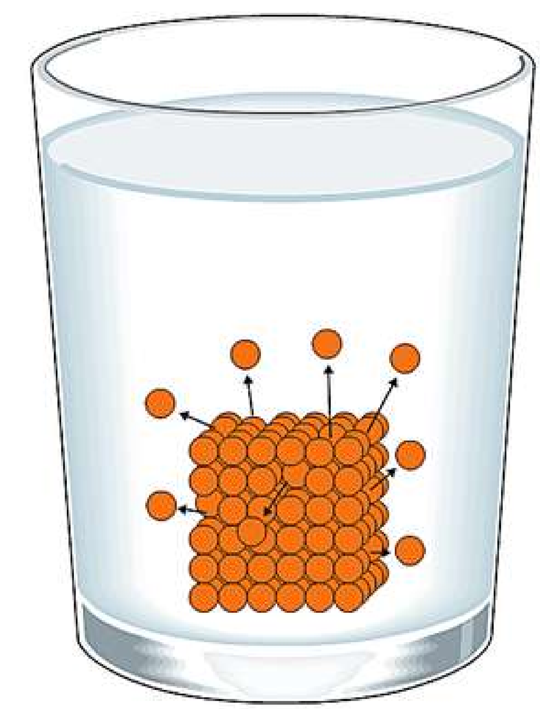


Abb. 15.1 *Der Festkörper zerfällt beim Lösen in kleinste Teilchen.*

Beispiel für ...

Löslichkeit

Stoff	Masse (g), die sich in 100 g Wasser auflöst (25 °C)
Silbernitrat	241,3
Traubenzucker	91
Kochsalz	36
Kalk	0,001 3



Tabelle 15.1



Abb. 15.2 *Zucker löst sich in Tee.*

Eine bestimmte Menge Wasser kann nur eine bestimmte Menge einer Substanz auflösen. Dann ist die Lösung **gesättigt**. Gibt man mehr Substanz dazu, so bleibt sie als fester Bodensatz zurück, ohne dass sich die Konzentration der Lösung weiter erhöht.

Das **Lösungsvermögen** einer Flüssigkeit ist von der Temperatur abhängig. Im Allgemeinen steigt es mit zunehmender Temperatur an.

Aber auch **Gase** lassen sich in Flüssigkeiten lösen. So entsteht z. B. Kohlensäure durch Auflösen von Kohlenstoffdioxid in Wasser. Fische können im Wasser nur atmen, weil der Sauerstoff im Wasser gelöst ist. Im Gegensatz zu den Feststoffen lösen sich Gase in einer Flüssigkeit mit zunehmender Temperatur schlechter.

Neben Wasser gibt es noch eine Vielzahl anderer Lösungsmittel:
z. B. für Lacke, Parfüms, Haarsprays, Reinigungsmittel, Möbelpolituren, Klebstoffe u. v. a.

Merk & Würdig !

Die **Löslichkeit von Festkörpern** in einer Flüssigkeit **steigt mit zunehmender Temperatur** an.

Die **Löslichkeit von Gasen** in einer Flüssigkeit **sinkt mit zunehmender Temperatur**.

Übungen

Mithilfe der folgenden Übungen kannst du einen Bezug zwischen deinen erworbenen Kenntnissen über Mischungen, Lösungen und verschiedenen Vorgängen des Alltags herstellen. Außerdem zeigst du, dass du eine naturwissenschaftliche Untersuchung planen und entsprechende Arbeitsmethoden anwenden kannst.

Ü 1.16 Was versteht man unter einem physikalischen Vorgang? (siehe Kapitel 1.1 Stoff als Gegenstand der Chemie)

Ü 1.17 Wie kann man möglichst viel Zucker in Wasser auflösen – wenn man das Wasser erhitzt oder abkühlt?

Ü 1.18 Löst sich mehr gasförmiges Kohlenstoffdioxid in warmem oder kaltem Wasser?

Ü 1.19 *Think: How could you prove that dissolving of sugar in water is a physical process?*

1.7 Diffusion, Osmose *(diffusion, osmosis)*

Diffusion[1)] *(diffusion)*

In einem Gehege sind, durch einen Zaun getrennt, auf der einen Seite Schweine, auf der anderen Seite Hühner. Wenn man den Zaun entfernt, werden sich die Tiere schon nach kurzer Zeit gleichmäßig vermischen.

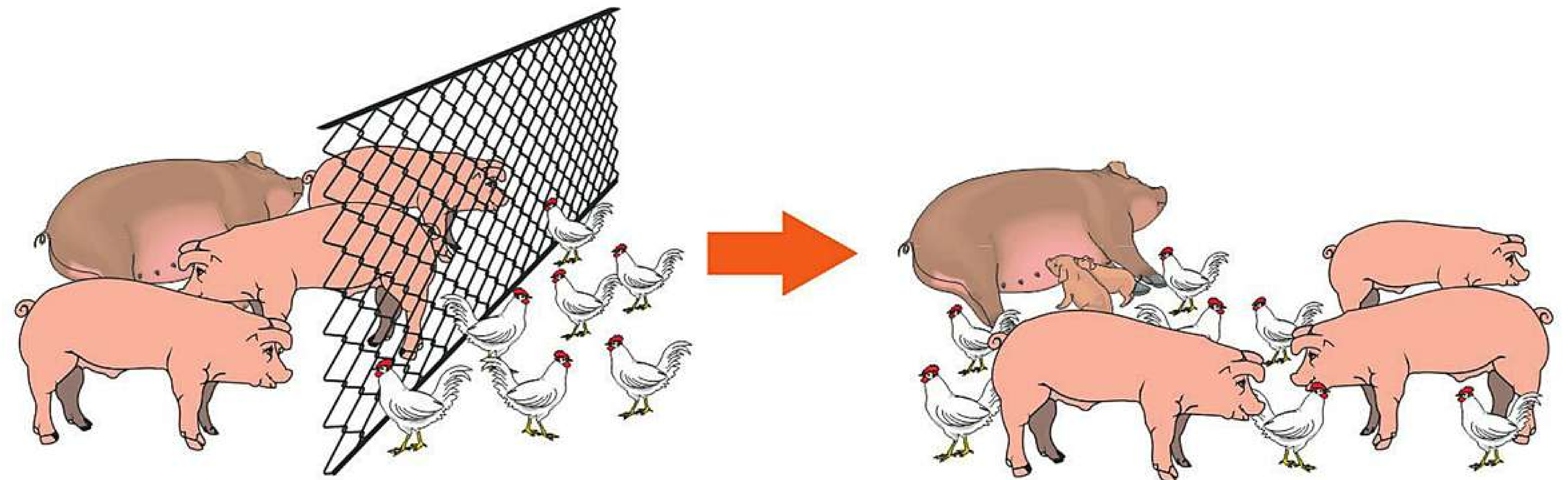


Abb. 16.1 *Modell der Diffusion*

Experiment

Experiment 1:

Von zwei Standzylindern, die jeweils mit einem Deckglas verschlossen sind, ist der eine mit Luft, der andere mit Bromdampf gefüllt. Nun stülpt man beide Zylinder mit den Öffnungen aufeinander und zieht dann die Deckgläser heraus. Nach kurzer Zeit haben sich die beiden Gase durchmischt. (Siehe **Abb. 16.2**)



Abb. 16.2 *Vermischung von Bromdampf mit Luft*

Experiment 2:

Dieses Experiment kannst du selber durchführen:

Löse in einem Reagenzglas mit ca. 10 ml Wasser eine Spatelspitze Eisen(III)chlorid-Hexahydrat auf. Gib jetzt eine Spatelspitze Kaliumhexacyanoferrat(II) dazu. Die beiden Substanzen reagieren unter intensiver Blaufärbung („Berliner Blau“) miteinander.

Nimm jetzt eine Petrischale und fülle sie bis zur Hälfte mit Wasser. Nun gib auf die gegenüberliegenden Seiten der Petrischale jeweils am Rand eine kleine Spatelspitze Eisen(III)chlorid-Hexahydrat bzw. Kaliumhexacyanoferrat(II).

Beobachte die Diffusion und dokumentiere das Ergebnis in einem Satz.

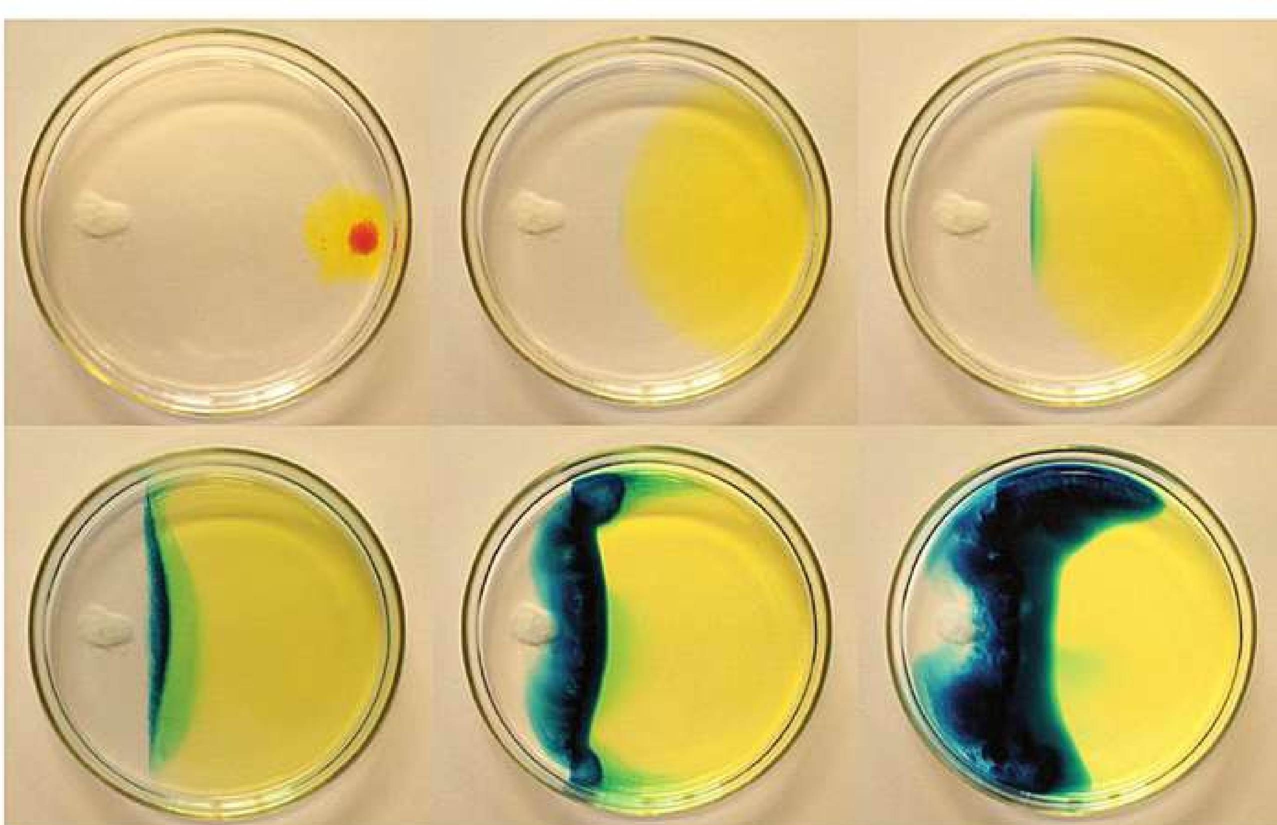


Abb. 16.3 *Diffusion von Eisenchlorid- und Kaliumhexacyanoferrat-Lösung mit zunehmender Zeit*

1) „diffundere“ (lat.) = „ausbreiten“

Gibt man verschiedene Gase oder Flüssigkeiten in ein Gefäß, so durchdringen sie sich gegenseitig, bis eine vollständige Gleichverteilung eingetreten ist. Tropft man z. B. Parfum auf den Tisch, so lässt sich der Geruch bald im ganzen Raum wahrnehmen.
Diffusionsvorgänge spielen eine wichtige Rolle, z. B.:

- beim Gasaustausch zwischen Lungenbläschen und Blut,
- bei Dampfsperren und Dampfbremsen in Baukonstruktionen zur Steuerung der Wasserdampfdiffusion,
- beim Dotieren von Halbleitern zur Beeinflussung ihrer Leitfähigkeit (siehe Seite 91).

Merk & Würdig

Diffusion nennt man die selbständige Durchmischung von Gasen und Flüssigkeiten. Sie führt zu einem **Konzentrationsausgleich**.

Osmose[1] *(osmosis)*

In unserem Modell schneiden wir in den Zaun Löcher, die nur für die Hühner groß genug sind. Der Zaun entspricht jetzt einer halbdurchlässigen Trennschicht **(Membran)**. Bald werden in der einen Hälfte Schweine und Hühner, in der anderen Hälfte nur Hühner sein.

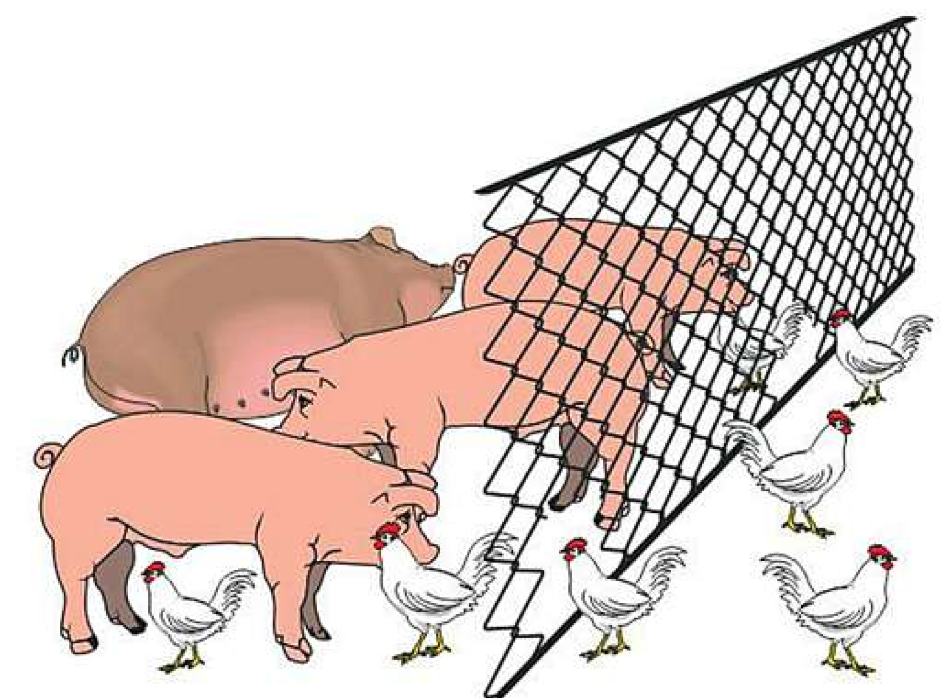
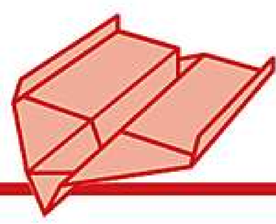


Abb. 17.1 *Modell der Osmose*



Experiment

Nebenstehende Abbildung zeigt ein Glasgefäß, in dem zwei Bereiche durch eine halbdurchlässige Membran voneinander getrennt sind. Diese Membran lässt Wasser durch, nicht aber größere Moleküle, wie z. B. Zucker. Füllt man in die eine Seite eine Zuckerlösung und in die andere Seite reines Wasser, so wird nach kurzer Zeit der Flüssigkeitsspiegel auf der Seite der Zuckerlösung steigen und auf der Seite des reinen Wassers sinken.

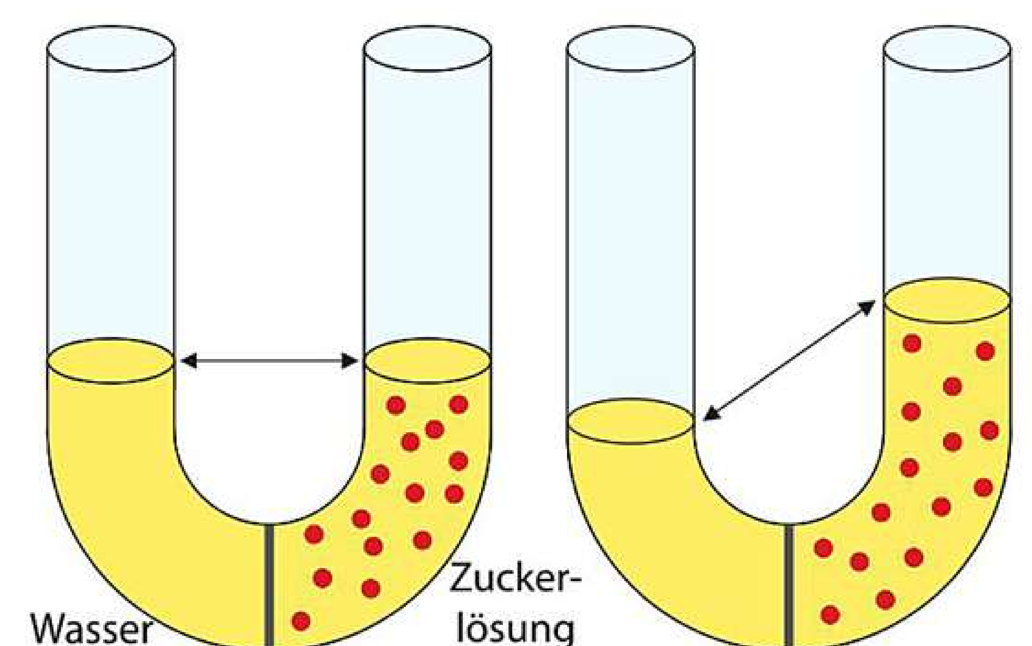


Abb. 17.2

Wasser und Zuckermoleküle möchten sich gleichmäßig verteilen. Die halbdurchlässige Membran kann aber nur von den Wassermolekülen durchdrungen werden. Die größeren Zuckermoleküle können nicht diffundieren. Grundsätzlich besteht das Bestreben, den Konzentrationsunterschied zwischen den beiden Seiten (Zuckerlösung/reines Wasser) auszugleichen. Wenn das Wasser auf die Seite der Zuckerlösung diffundiert, wird diese verdünnt. Es entsteht ein Druck **(osmotischer Druck)**.

Merk & Würdig

Osmose nennt man die gerichtete Diffusion durch eine halbdurchlässige Membran.

Die Osmose spielt eine wichtige Rolle z. B.:

- bei der Flüssigkeitsaufnahme der Pflanzen über ihre Wurzeln,
- bei der Dialyse zur Blutreinigung in der Medizin,
- zur Herstellung von alkoholfreiem Wein und alkoholfreiem Bier,
- bei der Lebensmittelkonservierung durch Zuckern oder Einsalzen (dadurch wird den Lebensmitteln Wasser entzogen).

Befinden sich in beiden Rohren des Gefäßes von **Abb. 17.2** gleich konzentrierte Zuckerlösungen, so kann das Wasser die Membran nach beiden Seiten durchdringen. Das Gesamtvolumen ändert sich nicht. In beiden Lösungen herrscht derselbe osmotische Druck. Man sagt, die Lösungen sind **isotonisch**.

Da auch Blut einen osmotischen Druck besitzt, verwendet man zur Herstellung von verschiedenen Infusionen als Lösungsmittel eine Kochsalz-Lösung **(isotone Kochsalzlösung, siehe Abb. 17.3)**. Sie enthält 0,95 g Kochsalz pro 100 ml und ist mit dem Blutplasma isotonisch.



Abb. 17.3 *Isotone Kochsalz-Lösung*

[1] „osmos" (griech.) = „eindringen"

Übungen

Bei den folgenden Übungsaufgaben kannst du dein erworbenes Wissen über Diffusion und Osmose auf Alltagserfahrungen anwenden. Außerdem übst du, Ergebnisse eines Experimentes zu interpretieren und dokumentieren.

Ü 1.20 Erkläre die Vorgänge der Diffusion und Osmose mithilfe des Teilchenmodells.

Ü 1.21 Erkläre mithilfe der Osmose folgende Erscheinung:
Werden vollreife Kirschen, bei denen sich viel Zucker in den Zellen befindet, in Wasser gelegt, platzen sie.

Ü 1.22 Was geschieht mit den Blutkörperchen, wenn Blut mit reinem Wasser verdünnt wird? Beantworte die Frage mithilfe der Osmose.

Ü 1.23 Lege ein Gummibärchen über Nacht in ein Glas Wasser. Was ist passiert? Erkläre den Vorgang.

Ü 1.24 *Explain, why a balloon filled with helium goes down after some days.*



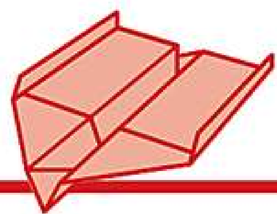
Abb. 18.1 *Wie würdest du die Mischung aus verschiedenfarbigen Gummibärchen trennen? Ist dies ein physikalischer oder chemischer Vorgang?*

1.8 Trennung von Mischungen *(separation of mixtures)*

Es gibt in der Chemie viele verschiedene Methoden, um eine Mischung in ihre Bestandteile zu trennen.

Trennung von Suspensionen und Emulsionen
(separation of suspensions and emulsions)

Experiment



Dieses Experiment kannst du selber durchführen.

1. Schritt Gib etwas Sand in ein Glas mit Wasser und warte ein paar Minuten. Der Sand setzt sich ab und du kannst das Wasser vorsichtig abgießen.

Beobachte und dokumentiere das Ergebnis in einem Satz: Ist die Trennung vollständig, ist das abgetrennte Wasser völlig klar?

2. Schritt Versuche diesmal die Mischung aus Sand und Wasser durch Filtration wie in der nebenstehenden Abbildung zu trennen.

Beobachte und dokumentiere das Ergebnis in einem Satz: Ist die Trennung vollständig, ist das abgetrennte Wasser völlig klar?

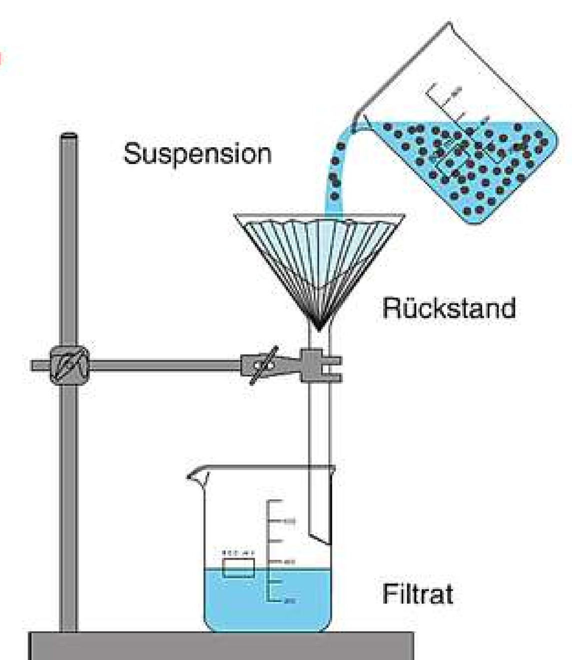


Abb. 18.2 *Filtration*

Aus **groben Suspensionen** setzen sich die Feststoffteilchen allmählich ab. Die überstehende klare Flüssigkeit lässt sich dann vorsichtig abgießen **(dekantieren**[1]**)**.

Feinere Suspensionen trennt man durch Filtrieren. Die durch das Filter laufende Flüssigkeit nennt man **Filtrat**, die auf der Filteroberfläche zurückgehaltenen Feststoffteilchen bezeichnet man als **Rückstand**.

Zur Trennung nicht mischbarer Flüssigkeiten (z. B. Wasser und Öl) benutzt man einen **Scheidetrichter** (siehe Abb. 18.3). Die untere Flüssigkeitsphase kann durch Öffnen des Hahns abgelassen und von der oberen Phase getrennt werden.

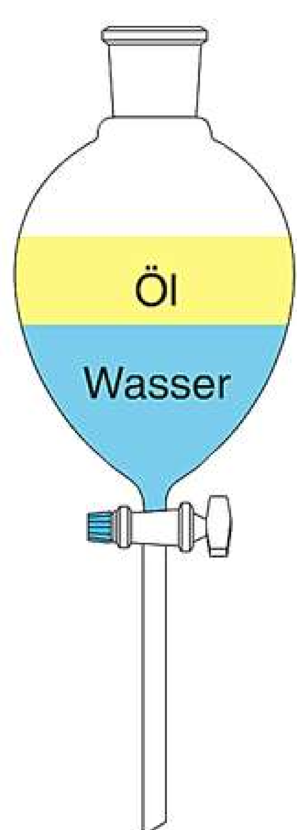


Abb. 18.3 *Scheidetrichter*

[1] „décanter" (franz.) = „abklären"

Das Absetzen von Feststoffen oder Flüssigkeiten kann mithilfe der Fliehkraft (Band 1, Grundlagen der Physik) in einer **Zentrifuge** beschleunigt werden. Zentrifugieren wird z. B. verwendet

- beim Abtrennen von Blutkörperchen,
- bei der Gewinnung von Honig (siehe **Abb. 19.1**),
- beim Schleudern der Wäsche u. a.

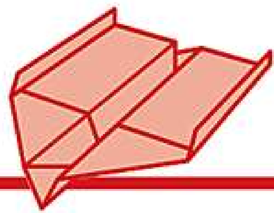


Abb. 19.1 *Honig wird mithilfe der Fliehkraft von den Waben abgeschleudert.*

Trennung von Lösungen – Destillation

(separation of solutions – destillation)

Experiment



Dieses Experiment kannst du selber durchführen.

Löse einige Gramm Kochsalz in Wasser auf, bis eine klare Lösung entstanden ist. Erhitze nun die Lösung und verdampfe das gesamte Wasser. Was passiert?

Dokumentiere und interpretiere deine Beobachtungen mit zwei kurzen Sätzen:

Eine Lösung von Kochsalz in Wasser ist homogen. Lösungen sind homogene Mischungen.

Zur Trennung des Lösungsmittels vom gelösten Stoff (Festkörper oder Flüssigkeit) verwendet man die **Destillation**. Beim Erhitzen einer Mischung von zwei oder mehreren Flüssigkeiten verdampft zuerst jene mit dem niedrigsten Siedepunkt. Die Flüssigkeiten können beim Erwärmen hintereinander verdampft und wieder kondensiert werden. Auf diese Weise können auch Gase voneinander getrennt werden, wenn man sie zuvor verflüssigt (siehe Linde-Verfahren, Seite 114)

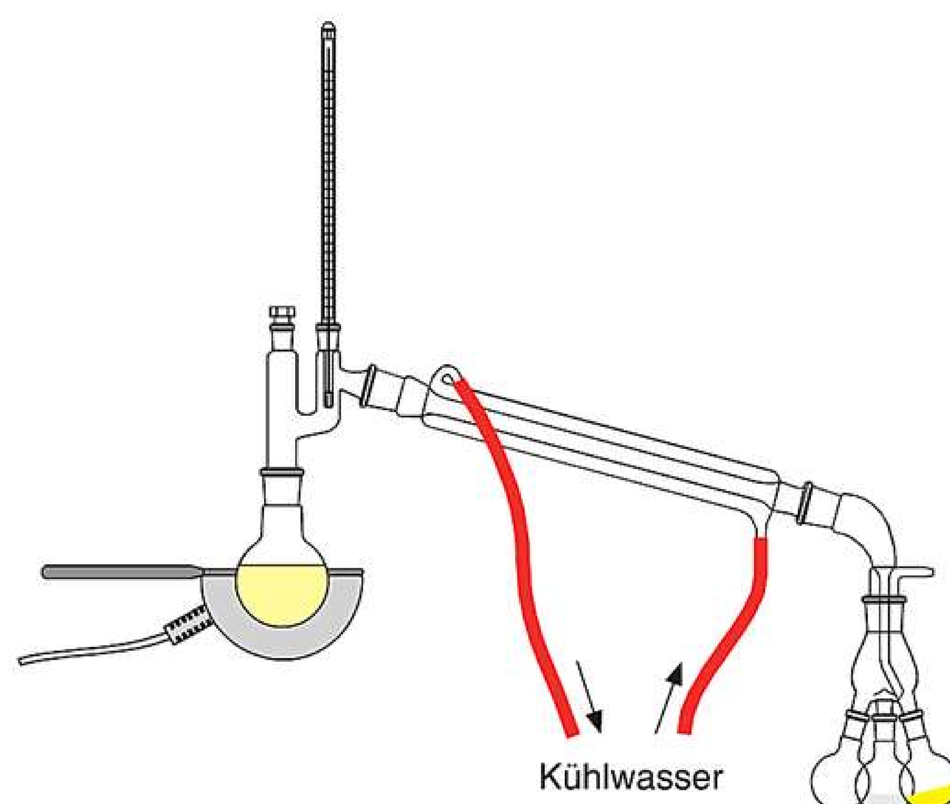


Abb. 19.2 *Bei einer einfachen Destillation befindet sich das Flüssigkeitsgemisch im Rundkolben und wird erhitzt. Das Verdampfen der Substanzen lässt sich mit dem Thermometer verfolgen. Die Gase kondensieren im Kühler und tropfen in die Vorlage. Durch Drehen der „Spinne" können die einzelnen Bestandteile des Gemisches in verschiedenen Kolben aufgefangen werden.*



Abb. 19.3 *Laborapparatur zur Destillation*

Anwendungen der Destillation sind z. B.

- die Trennung des Erdöls in verschiedene Fraktionen (Benzin, Dieselöl, Schmieröle u. a.) oder
- das Schnapsbrennen (Abtrennen des alkoholhältigen Anteils der Maische).



Abb. 19.4 *Whisky-Destillerie*

Übungen

Mithilfe der folgenden Übungen kannst du einen Bezug zwischen deinen erworbenen Kenntnissen über die Trennung von Mischungen und verschiedenen Vorgängen des Alltags herstellen:

Ü 1.25 Erkläre die Begriffe „physikalische Vorgänge" und „chemische Vorgänge" und nenne Beispiele.

Ü 1.26 Ordne die Begriffe „Suspension", „Emulsion" und „Aerosol" folgenden Stoffen zu: Türkischer Kaffee (enthält noch Kaffeepulver), Salatdressing, Milch, Nebel, Tabakrauch, Blut

Ü 1. 27 Welche der folgenden Gemenge sind homogen, welche heterogen?
Leitungswasser, Benzin, Schmieröl, Milch, Früchtejoghurt, Himbeersaft, naturtrüber Apfelsaft

Ü 1.28 Überlege dir einfache Versuchsanordnungen, mit denen man folgende Stoffe trennen könnte:
Salzwasser, eine Mischung aus Pfeffer und Salz, eine Mischung aus Wasser und Alkohol, eine Mischung aus Benzin und Wasser, eine Mischung aus Sand und Eisenspänen

Ü 1.29 Bei welchem Gerät/welchen Geräten im Haushalt wird das Zentrifugieren angewendet? Wozu dient es dabei?

Ü 1.30 Welche der folgenden Stoffe sind keine Emulsionen? Milch, schwarzer Kaffee, Milchkaffee, Zuckerwasser, Mischung von Essig und Öl

1.9 Chemische Verbindung – Element

(chemical compound – element)

Merk & Würdig

Chemische **Verbindungen** entstehen durch chemische Reaktionen aus **Elementen**.

Die gesamte Materie besteht aus etwa 100 verschiedenen Elementen.

Verschiedene Stoffe wie z. B. Eisen und Schwefel lassen sich weder mit physikalischen noch mit chemischen Verfahren weiter zerlegen. Sie sind **chemische Elemente**.

Die Chemie kennt heute viele Millionen chemischer Verbindungen, die nur aus etwas mehr als **100 Elementen** gebildet werden. Dies ist vergleichbar mit einem Baukasten, bei dem mit wenigen Bausteinen verschiedene Gebilde zusammengesetzt werden können (wie z. B. Lego, siehe **Abb. 20.1**).



Abb. 20.1 *Figuren aus Lego-Bausteinen*

Du kennst bestimmt bereits einige Elemente aus dem täglichen Leben: z. B. Sauerstoff der Luft, Eisen, Silber, Gold, u. a. In der Chemie besitzt jedes Element ein eigenes Symbol. Meist ist es der erste Buchstabe oder die ersten beiden Buchstaben der Elementnamen (U ist z. B. das Symbol für Uran, Al das für Aluminium usw.) In manchen Fällen leiten sich die Symbole von den griechischen oder lateinischen Namen der Elemente ab. Das lateinische Wort für Gold ist „aurum", das Symbol daher Au.

Durch die Reaktion von chemischen Elementen entstehen **chemische Verbindungen**, z. B.:

Wasserstoff + Sauerstoff → Wasser

Übungen

Die folgenden Übungen sollen dir helfen, grundlegende Fachbegriffe, Symbole und Formelsprache der Chemie wiederzugeben:

Ü 1.31 Ordne die Begriffe „Gemenge", „Verbindung" und „Element" den folgenden Stoffen zu:
Meerwasser, destilliertes Wasser, Erdöl, Chlor, Wasserstoff, Sauerstoff, Zucker, Zuckerwasser, Eisen

Ü 1.32 Suche im Periodensystem (im Anhang des Buches) die Elemente Chlor, Kohlenstoff, Calcium, Eisen, Fluor, Mangan, Magnesium, Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Natrium, Phosphor und Schwefel und gib ihre Symbole an.

Ü 1.33 Wie heißen die Elemente, die folgende Symbole besitzen? Al, Na, Au, Ag, Hg, Br, He, I, P, Si

Synthese und Analyse *(synthesis and analysis)*

Chemische Verbindungen lassen sich aus den Elementen oder anderen Verbindungen aufbauen. Solche Vorgänge nennt man **Synthesen**. Jenes Teilgebiet der Chemie, das sich mit dem Aufbau neuer Substanzen beschäftigt (z. B. mit der Herstellung von Kunststoffen, Arzneistoffen, Farbstoffen), nennt man **Synthesechemie** oder **präparative Chemie**. Chemische Synthesen werden im Labor entwickelt und anschließend in technischen Großanlagen durchgeführt.

Bei der **chemischen Analyse** eines Stoffes wird dieser schrittweise zerlegt, um feststellen zu können, aus welchen Bestandteilen er besteht (**qualitative Analyse** – *qualitative analysis*) bzw. in welchen Mengen die Bestandteile enthalten sind (**quantitative Analyse** – *quantitative analysis*).

Mit modernen Methoden der analytischen Chemie gelangt man zu fast unvorstellbaren Nachweisgrenzen. So könnte z. B. ein Stück Würfelzucker noch in 2,7 Billionen Liter Wasser (entspricht etwa der gesamten Wassermenge von Traunsee und Mondsee) sicher nachgewiesen werden.

			Beispiel: Ein Zuckerwürfel aufgelöst in:
1 Prozent ist 1 Teil von hundert Teilen	10 Gramm pro Kilogramm	10g/kg	0,27 Litern
1 Promille ist 1 Teil von tausend Teilen	1 Gramm pro Kilogramm	1g/kg	2,7 Litern
1 ppm (part per million) ist 1 Teil von 1 Million Teilen	1 Milligramm pro Kilogramm	0,001 g/kg (10^{-3})	2 700 Litern
1 ppb (part per billion) ist 1 Teil von 1 Milliarde Teilen (engl. „billion" = „Milliarde")	1 Mikrogramm pro Kilogramm	0,000 001 g/kg (10^{-6})	2,7 Millionen Litern
1 ppt (part per billion) ist 1 Teil von 1 Billion Teilen (engl. „trillion" = „Billion")	1 Nanogramm pro Kilogramm	0,000 000 001g/kg (10^{-9})	Kamptalstausee 2,7 Milliarden Litern
1 ppq (part per quadrillion) ist 1 Teil von 1 Billiarde Teilen (engl. „quadrillion" = „Billiarde")	1 Picogramm pro Kilogramm	0,000 000 000 001 g/kg (10^{-12})	Traunsee Mondsee 2,7 Billionen Litern

Abb. 21.4 *Vergleich der nachweisbaren Konzentrationen*



Abb. 21.1 *Laborapparatur*



Abb. 21.2 *chemische Großanlage*



Abb. 21.3 *Chemisches Labor*

Merk & Würdig

Synthese ist der Neuaufbau chemischer Substanzen.

Analyse ist die Zerlegung chemischer Substanzen. Man unterscheidet qualitative und quantitative Analyse.



Abb. 21.5

Thema & Gesellschaft

Da die chemische Analytik laufend verfeinert und die Nachweisgrenzen weiter gesenkt werden, wird man immer öfter feststellen, dass bestimmte Stoffe überall vorhanden sind. Gerade dann aber ist es für den Verbraucher wichtig, Berichte in den Medien über „verunreinigte" Produkte kritisch beurteilen zu können.

Kokain-Spuren in Red Bull Cola

Analytik-Expert/-innen der AGES haben bei ihren Untersuchungen des Erfrischungsgetränks „Red Bull Simply Cola" geringe Spuren von Kokain gefunden. Die Ergebnisse liegen weit unter dem in Deutschland festgestellten Wert von 0,4 Mikrogramm Kokain pro Liter.

Insgesamt wurden 12 Messungen an zwei Produktionschargen durchgeführt. (…) Das von der AGES angewendete Nachweisverfahren gehört zu den sensibelsten Methoden in der Spurenanalytik. Die in Österreich und Deutschland im genannten Produkt festgestellte Menge an Kokain ist so gering, dass keine pharmakologische Wirkung gegeben ist. Es besteht daher beim Konsum des Produkts weder eine Gesundheitsgefährdung, noch eine Suchtgefahr.

Text: Agentur für Gesundheit und Ernährungssicherheit (AGES), Mai 2009



Abb. 22.1

Übungen

Folgende Übungen helfen dir beim Wiedergeben grundlegender Fachbegriffe der Chemie:

Ü 1.34 Erkläre den Unterschied zwischen Synthese und Analyse.

Ü 1.35 Eine Chemikerin untersucht einen Metallgegenstand und findet heraus, dass dieser aus den Elementen Eisen, Chrom und Nickel besteht. Hat sie eine qualitative oder eine quantitative Analyse durchgeführt?

Ü 1.36 Bei einer weiteren Untersuchung findet die Chemikerin heraus, dass der Metallgegenstand aus 70 % Eisen, 20 % Chrom und 10 % Nickel besteht. War dies eine qualitative oder eine quantitative Analyse?



Abb. 22.2 *JOHN DALTON*

1.10 Atome, Moleküle, Ionen *(atoms, molecules, ions)*

Atome – die kleinsten Teilchen? *(atoms – the smallest particles?)*

Der griechische Naturphilosoph **Demokrit** kam zu der Auffassung, dass alle Stoffe aus nicht mehr weiter zerlegbaren Teilchen eines „Urstoffes" bestünden. **Dalton**[1] hat diese Hypothese weiter verbessert. Er beobachtete bei chemischen Reaktionen verschiedene **Gesetzmäßigkeiten**, wie z. B.:

- Gesetz der konstanten Proportionen: Stoffe reagieren nur in bestimmten Mengenverhältnissen miteinander.
- Gesetz von der Erhaltung der Masse: Bei einer chemischen Reaktion bleibt die Gesamtmasse der Stoffe gleich (siehe auch Seite 44).

Aufgrund dieser Beobachtungen leitete Dalton seine **Atomtheorie** ab. Diese besteht aus mehreren **Postulaten**[2]. Die wichtigsten sind:

- Elemente bestehen aus kleinsten Teilchen, den Atomen. Alle Atome eines Elementes sind gleich, die Atome verschiedener Elemente sind verschieden.
- Bei chemischen Reaktionen werden Atome miteinander verbunden oder voneinander getrennt. Atome eines Elementes werden nie zerstört oder neu gebildet oder in Atome eines anderen Elementes umgewandelt.
- Eine Verbindung entsteht durch die Verknüpfung der Atome von zwei oder mehreren Elementen.

Im Wesentlichen ist die Dalton-Theorie bis heute gültig.

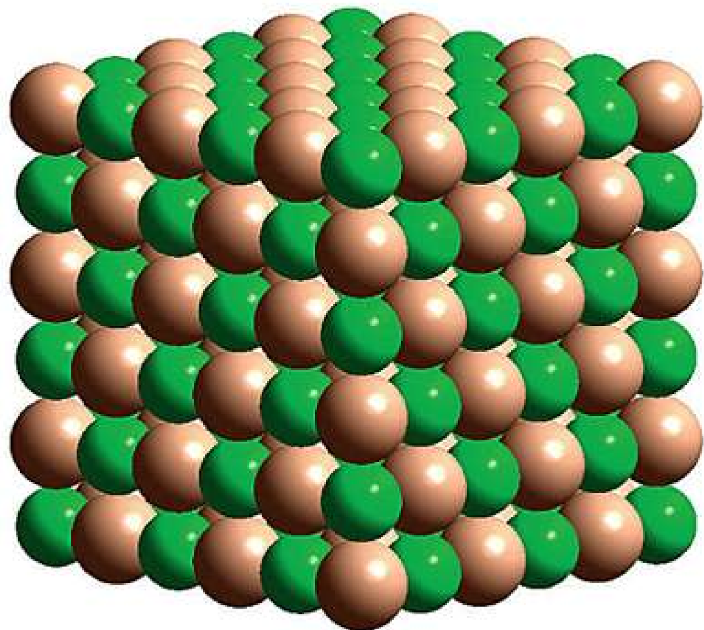
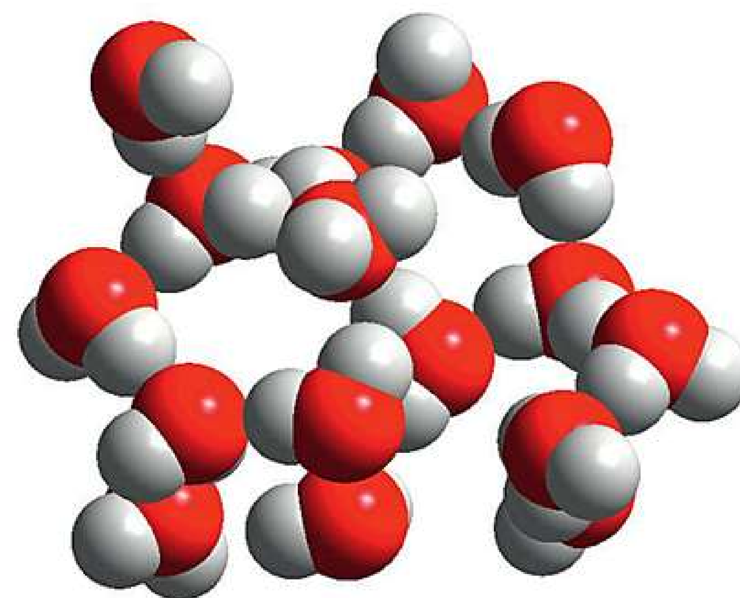
[1] JOHN DALTON (1766 – 1844), englischer Chemiker und Physiker
[2] Annahmen, die zur damaligen Zeit noch nicht experimentell beweisbar waren

Moleküle bestehen aus Atomen *(molecules are made up of atoms)*

Meist können Atome nicht allein bestehen und schließen sich zu **Molekülen**[1] zusammen.
Zur Größe von Molekülen folgender Vergleich: Würde man einen 4 mm großen Wassertropfen bis zu einem Durchmesser von 80 km vergrößern, erschienen die einzelnen Wassermoleküle als 10 mm große Teilchen!

Ionen sind elektrisch geladene Teilchen *(ions are charged particles)*

Nicht alle Stoffe sind aus Molekülen aufgebaut. Festkörper besitzen meist ein Kristallgitter. Dabei können die Gitterpunkte von Atomen oder Molekülen (z. B. im Eis) oder aber von **Ionen**[2] besetzt sein.
Als Beispiel sei das Natriumchlorid (Kochsalz) erwähnt, bei dem positive Natrium-Ionen und negative Chlorid-Ionen das Kristallgitter aufbauen.
Je nachdem, ob Stoffe aus Ionen oder Molekülen (bzw. sehr selten aus Einzelatomen) aufgebaut sind, unterscheidet man **Salze** und **molekulare Stoffe**.

Salze	Molekulare Stoffe
Salze bestehen aus Ionen und bilden ein Ionengitter. Sie sind Stoffe mit einem relativ hohen Schmelzpunkt. Sie sind in festem Zustand hart und spröde. Als Schmelze oder wässrige Lösung leiten sie den elektrischen Strom.	Molekulare Stoffe bestehen aus Molekülen. Sie besitzen niedrigere Schmelzpunkte und sind eher weich. Sie leiten den elektrischen Strom nicht.
 **Abb. 23.1** *Ionengitter von Natriumchlorid*	 **Abb. 23.2** *Kristallgitter von Eis*

Merk & Würdig

Jedes Element ist aus winzig kleinen, unsichtbaren **Atomen** aufgebaut.

Alle Atome eines Elementes sind untereinander gleich, die Atome verschiedener Elemente aber verschieden.

Es gibt ebenso viele Atomsorten wie Elemente.

Merk & Würdig

Ein **Molekül** ist ein aus mehreren Atomen zusammengesetztes Teilchen. Moleküle von Elementen bestehen aus gleichartigen Atomen, Moleküle von Verbindungen aus verschiedenartigen Atomen.

Merk & Würdig

Ionen sind geladene Atome oder Atomgruppen.

Kationen sind positiv geladen, **Anionen** sind negativ geladen.

Übungen

Mit folgender Übung zeigst du, dass du wissenschaftliche Aussagen analysieren und begründen kannst.

Ü 1.37 Kreuze die richtigen Aussagen an:

a) Atome können chemisch in Moleküle zerlegt werden.
b) Ein Element besteht aus nur einer Atomsorte.
c) Kationen sind positiv geladen.
d) Moleküle von Verbindungen bestehen aus verschiedenartigen Atomen.
e) Salze bestehen aus Kationen und Anionen.
f) Die kleinsten Teilchen von Salzen sind Moleküle.
g) Salze besitzen hohe Schmelzpunkte, molekulare Stoffe niedrige Schmelzpunkte.

[1] „molecula" (lat.) = „kleine Masse"
[2] „ion" (griech.) = „wandernd". Ionen „wandern" bei Anlegen von Gleichspannung: Kationen (+) zur Kathode (Minuspol), Anionen (–) zur Anode (Pluspol).

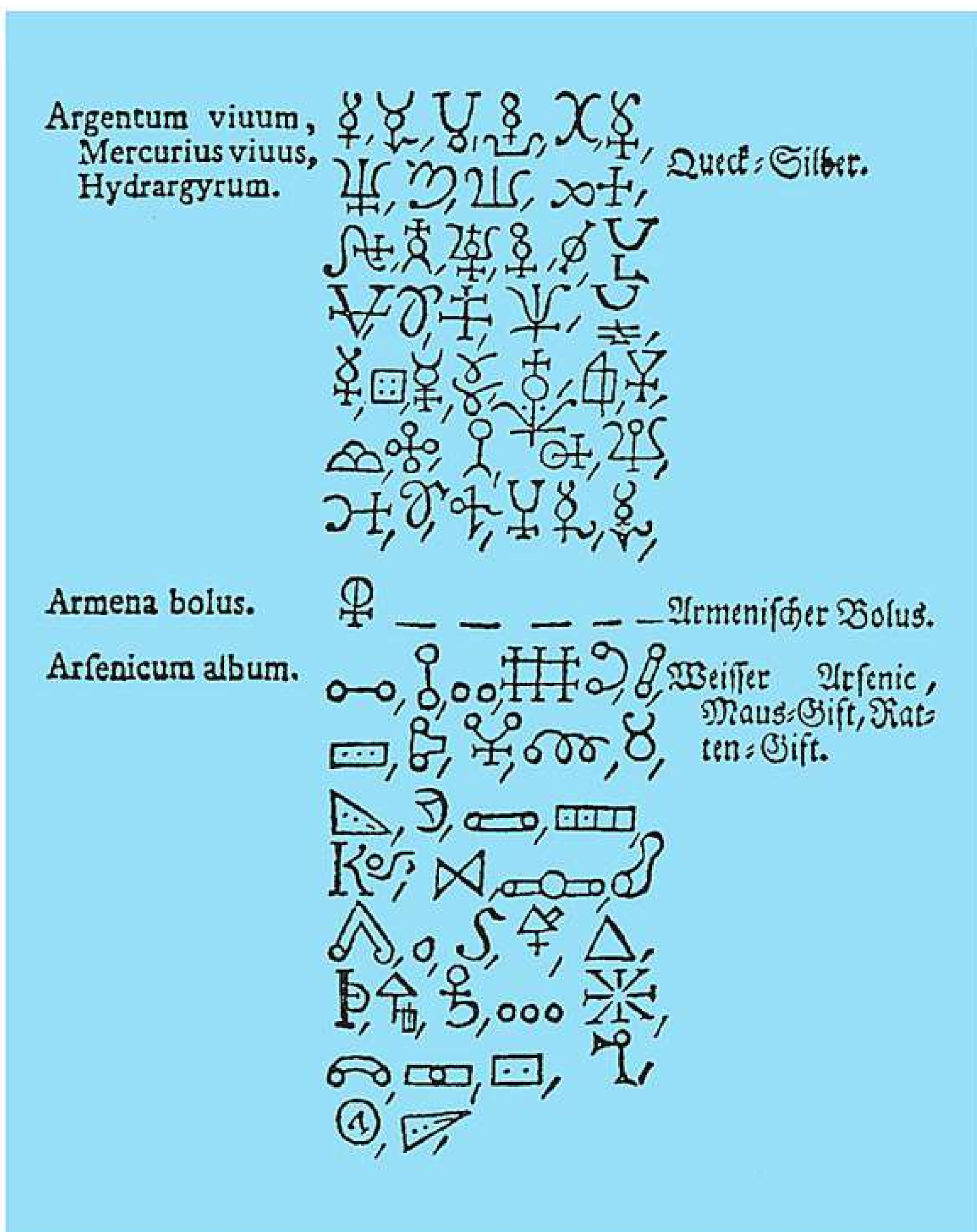


Abb. 24.1 *Alchemistische Symbole*

1.11 Chemische Schreibweise

(ways of writing symbols, formulae and equations)

Die heutige chemische Schreibweise nahm in der Alchemie ihren Ausgang. Da die Alchemie vielfach von Regierungen und kirchlichen Institutionen abgelehnt und verfolgt wurde, bediente man sich einer Geheimsprache. Diese bestand oft aus symbolischen Darstellungen (siehe **Abb. 24.1**). Der Sinn der **heutigen** chemischen Formelsprache ist es, die komplizierte Struktur der Natur möglichst einfach darzustellen.

Der schwedische Chemiker **Berzelius**[1] führte Buchstaben als Abkürzung für die chemischen Elemente ein und war somit der Begründer der chemischen Zeichensprache in der modernen Chemie.



Abb. 24.2 *J. J. BERZELIUS*

Chemische Symbole *(chemical symbols)*

Einzelatome werden durch die **chemischen Symbole** dargestellt. So bedeutet z. B.

H	ein Atom Wasserstoff
3 Fe	drei (einzelne, d. h. nicht verbundene) Atome Eisen
2 C	zwei (einzelne) Atome Kohlenstoff

Tabelle 24.1

Chemische Formeln *(chemical formulae)*

Die kleinste Menge eines Stoffes, die durch eine chemische Formel gekennzeichnet wird, nennt man **Formeleinheit**. Die Anzahl gleichartiger Atome bzw. Atomgruppen wird durch den Index (tief gestellte Zahl hinter dem betreffenden Elementsymbol bzw. der Atomgruppe) angegeben. Die Anzahl der Formeleinheiten (bzw. einzelner Atome) wird vor die chemische Formel (bzw. das Symbol) geschrieben.

Merk & Würdig

Eine **Formeleinheit** steht für

- ein **Molekül** eines (molekularen) Stoffes oder
- das **kleinste Verhältnis** der Elemente bei ionisch gebauten Verbindungen.

Beispiele für …

Formeleinheiten

NaCl Eine Formeleinheit Natriumchlorid (ionisch gebaut, daher kein Molekül!). Im Natriumchlorid ist die Zahl der Natrium-Ionen und die der Chlorid-Ionen gleich, ihr Verhältnis daher 1 : 1 und die Formel somit NaCl (siehe auch **Abb. 23.1**).

2 H_2O Zwei Formeleinheiten Wasser, von denen jede aus zwei Atomen Wasserstoff (H) und einem Atom Sauerstoff (O) besteht.

Insgesamt bestehen 2 H_2O also aus 4 Atomen Wasserstoff und 2 Atomen Sauerstoff.

2 $Fe(OH)_3$ Zwei Formeleinheiten Eisenhydroxid, von denen jede aus einem Atom Eisen und drei OH-Gruppen (Hydroxid-Gruppen) besteht. Jede OH-Gruppe besteht aus einem Atom Sauerstoff und einem Atom Wasserstoff.

Insgesamt bestehen 2 $Fe(OH)_3$ aus 2 Atomen Eisen, 6 Atomen Sauerstoff und 6 Atomen Wasserstoff.

3 $CuCl_2$ Drei Formeleinheiten Kupferchlorid (ionisch gebaut, daher kein Molekül!), von denen jede aus 1 Kupfer-Ion und 2 Chlorid-Ionen besteht.

Insgesamt bestehen 3 $CuCl_2$ somit aus 3 Kupfer-Ionen und 6 Chlorid-Ionen.

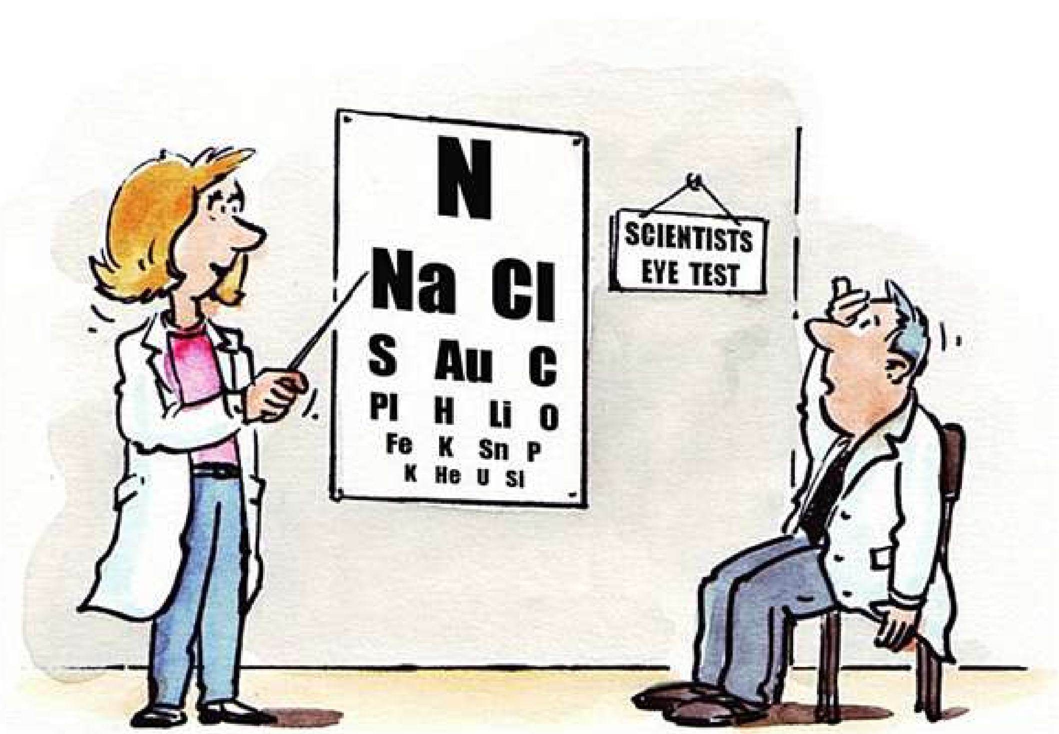


Abb. 24.3

[1] JÖNS JAKOB BERZELIUS (1779 – 1848), schwedischer Chemiker

Reaktionsgleichung *(chemical equation)*

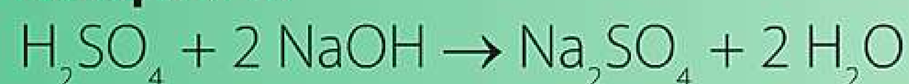
Ein Reaktionsablauf wird durch eine **Reaktionsgleichung** übersichtlich dargestellt. Dabei stehen die Ausgangsstoffe links und die Endprodukte rechts vom Reaktionspfeil. Dieser gibt die Richtung der chemischen Reaktion an.

Bei einer chemischen Reaktion werden die Atome nur umgruppiert. Auf beiden Seiten einer Reaktionsgleichung stehen daher **gleiche Atomarten in gleicher Anzahl**, aber in **verschiedener Gruppierung**.

Beispiele für ...

Reaktionsgleichungen

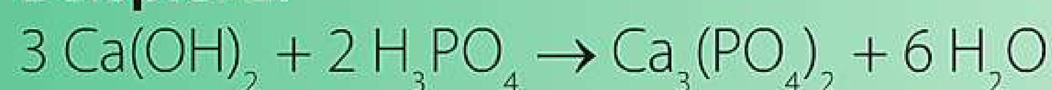
Beispiel 1:


$H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$

	Anzahl der Atome	
	links	rechts
Wasserstoff	$2 + 2 \cdot 1 = 4$	$2 \cdot 2 = 4$
Schwefel	1	1
Natrium	$2 \cdot 1 = 2$	2
Sauerstoff	$4 + 2 \cdot 1 = 6$	$4 + 2 \cdot 1 = 6$

Die Reaktionsgleichung wird gelesen: „Eine Formeleinheit Schwefelsäure und zwei Formeleinheiten Natronlauge reagieren zu einer Formeleinheit Natriumsulfat und zwei Formeleinheiten Wasser."

Beispiel 2:


$3\ Ca(OH)_2 + 2\ H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$

	Anzahl der Atome	
	links	rechts
Calcium	$3 \cdot 1 = 3$	3
Sauerstoff	$3 \cdot 2 + 2 \cdot 4 = 14$	$4 \cdot 2 + 6 \cdot 1 = 14$
Wasserstoff	$3 \cdot 2 + 2 \cdot 3 = 12$	$6 \cdot 2 = 12$
Phosphor	$2 \cdot 1 = 2$	$1 \cdot 2 = 2$

Die Reaktionsgleichung wird gelesen: „Drei Formeleinheiten Calciumhydroxid und zwei Formeleinheiten Phosphorsäure reagieren zu einer Formeleinheit Calciumphosphat und sechs Formeleinheiten Wasser."

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du lernen, chemische Symbole und die chemische Formelsprache wiederzugeben. Außerdem zeigst du, dass du dein erworbenes Wissen anwenden und kritisch hinterfragen kannst.

Ü 1.38 Was wird durch folgende Schreibweise jeweils zum Ausdruck gebracht?
4 O, 3 K, S, 4 P, H, He, Mg, Mn, N, 2 Na

Ü 1.39 Was ist der Unterschied zwischen 2 H und H_2?

Ü 1.40 Aus welchen und wie vielen Atomen bestehen die Formeleinheiten der folgenden Verbindungen?
NaOH (Natriumhydroxid), $CaCl_2$ (Calciumchlorid), $NaHCO_3$ (Natriumhydrogencarbonat), 2 H_2SO_4 (Schwefelsäure), 3 $KMnO_4$ (Kaliumpermanganat), $Fe_2(SO_4)_3$ (Eisensulfat), $Ca(HCO_3)_2$ (Calciumhydrogencarbonat)

Ü 1.41 Lies folgende Reaktionsgleichungen und berechne, wie viele Atome der einzelnen Elemente an der Reaktion beteiligt sind.
(z. B.: $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$: „Zwei Formeleinheiten Wasserstoff und eine Formeleinheit Sauerstoff reagieren zu zwei Formeleinheiten Wasser"; es reagieren insgesamt 4 Wasserstoffatome mit 2 Sauerstoffatomen.)


a) $4\ FeSO_4 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 4\ SO_2 + O_2$

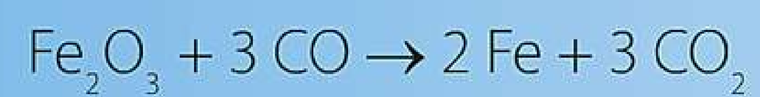

b) $CaCO_3 + H_2CO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$

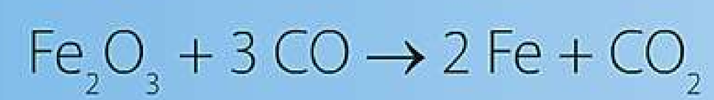

c) $3\ Ag + 4\ HNO_3 \rightarrow 3\ AgNO_3 + NO + 2\ H_2O$

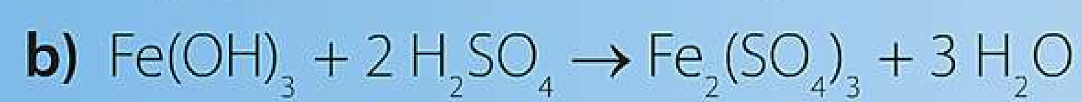
Übungen

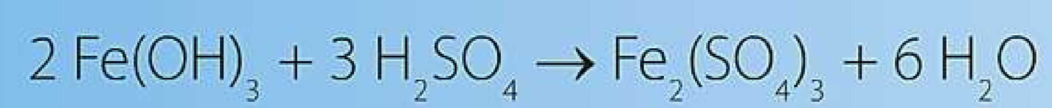
Ü 1.42 Beurteile, ob folgende Reaktionsgleichungen richtig oder falsch sind und begründe deine Antwort:

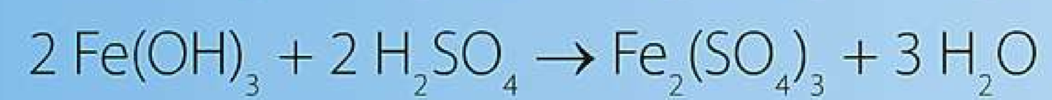
a) 
$Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow Fe + 3\ CO_2$


$Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$

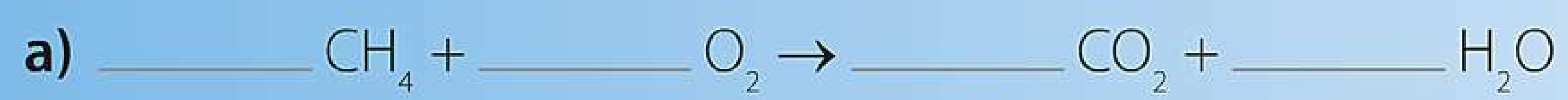

$Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + CO_2$

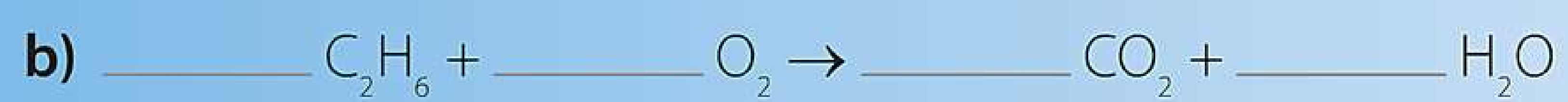
b) 
$Fe(OH)_3 + 2\ H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3\ H_2O$

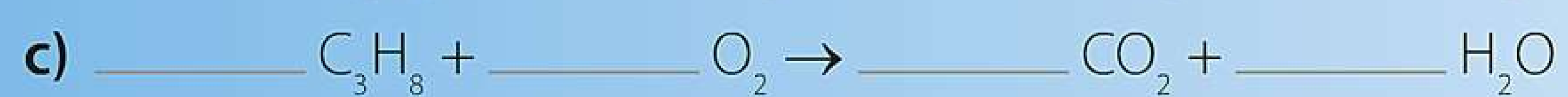

$2\ Fe(OH)_3 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$


$2\ Fe(OH)_3 + 2\ H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3\ H_2O$

Ü 1.43 Vervollständige folgende Reaktionsgleichungen:

a) 
_____ CH_4 + _____ $O_2 \rightarrow$ _____ CO_2 + _____ H_2O

b) 
_____ C_2H_6 + _____ $O_2 \rightarrow$ _____ CO_2 + _____ H_2O

c) 
_____ C_3H_8 + _____ $O_2 \rightarrow$ _____ CO_2 + _____ H_2O



2 Aufbau der Atome

In diesem Kapitel geht es um

- Elementarteilchen
- die Masse von Atomen
- Isotope, Radioaktivität
- die Elektronenhülle

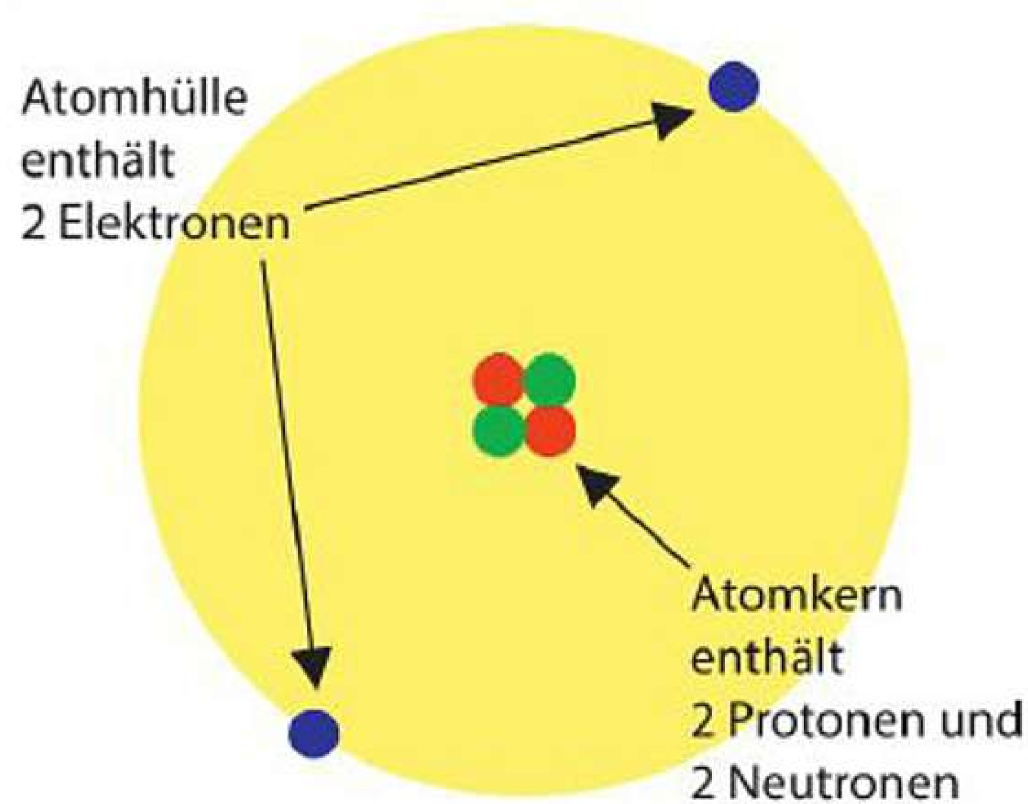


Abb. 28.1 *Aufbau eines Helium-Atoms*

Merk & Würdig

Atome bestehen aus **Protonen**, **Neutronen** und **Elektronen**.

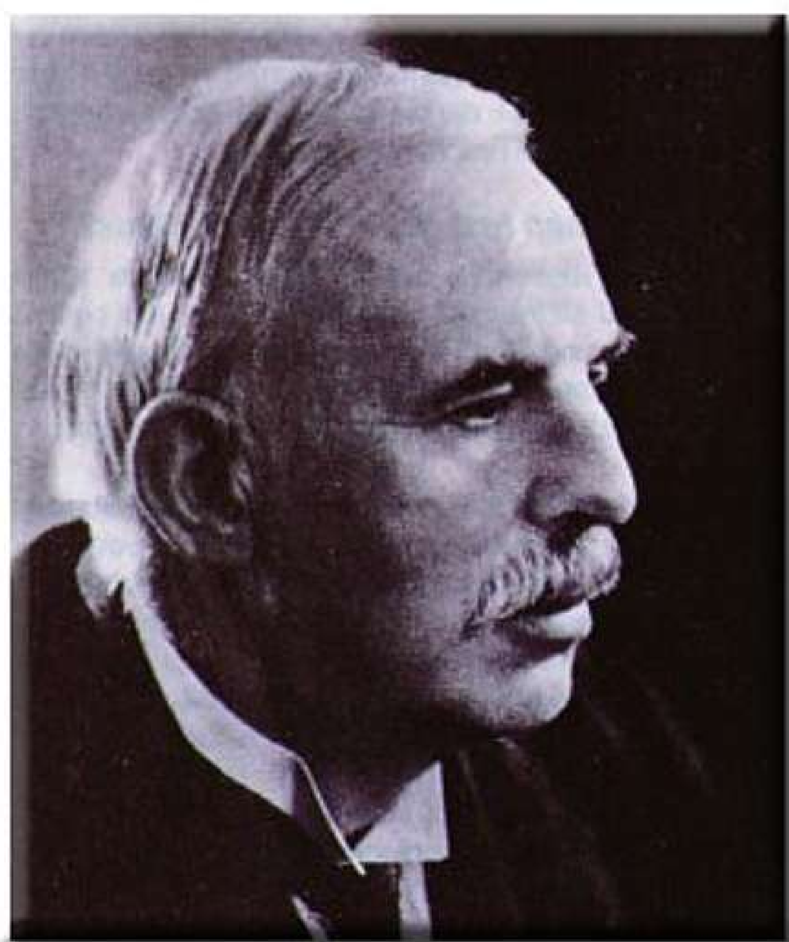


Abb. 28.2 *ERNEST RUTHERFORD*[2] *entdeckte, dass ein Atom aus Atomkern und Elektronenhülle besteht.*

Merk & Würdig

Die **Atommasseneinheit u** ist 1/12 der Masse des Kohlenstoff-Isotops C-12.

2.1 Elementarteilchen *(elementary particles)*

Sind Atome unteilbar? *(can atoms be divided?)*

Atome sind keine starren Kugeln. Sie bestehen aus:

- **Atomkern** aus
  - **Protonen** und
  - **Neutronen**
- **Atomhülle** (Elektronenhülle) aus
  - **Elektronen**

In neutralen, d. h. nicht geladenen Atomen ist die **Anzahl** der **Protonen** und **Elektronen gleich groß**.

Protonen, Neutronen und Elektronen nennt man auch **Elementarteilchen**.

Genauere Informationen zum Aufbau des Atomkerns erhältst du im Physikunterricht.

Die Masse der Elementarteilchen *(mass of elementary particles)*

Die Masse der Elementarteilchen ist außerordentlich gering. Man gibt sie aus praktischen Gründen daher nicht als **tatsächliche Masse** (z. B. in Gramm) an, sondern als **relative Atommasse**. Dazu wird die Masse eines Teilchens mit der **Atommasseneinheit**[1] (*atomic mass unit*) u verglichen. Besitzt das Teilchen etwa eine 14-mal so große Masse wie die Einheit, dann ist seine relative Masse 14 u.

Elementarteilchen		Masse (in kg)	relative Masse (in u)	Ladung
Proton	p^+	$1{,}6725 \cdot 10^{-27}$	1,00727	+
Neutron	n	$1{,}6748 \cdot 10^{-27}$	1,00866	0
Elektron	e^-	$0{,}9109 \cdot 10^{-30}$	0,00055	–

Tabelle 28.1 *Masse und Ladung der Elementarteilchen*

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du grundlegende Begriffe des Atombaus wiedergeben und die in diesem Kapitel erlernten Arbeitsmethoden der Chemie anwenden.

Ü 2.1 Tatsächliche und relative Masse am Beispiel von Früchten: Von folgenden Früchten kennt man die tatsächliche Masse. Himbeere: 3 g, Birne: 117 g, Banane: 174 g, Orange: 204 g, Mandarine: 36 g, Mango: 297 g, Papaya: 450 g, Kiwi: 75 g, Erdbeere: 15 g

a) Berechne die relativen Massen der Früchte, wenn man die Masse einer Himbeere als Einheit nimmt.

b) Berechne die relativen Massen der Früchte, wenn man 1/12 der Masse einer Mandarine als Einheit nimmt.

[1] Früher wurden alle Atommassen auf das leichteste Element, den Wasserstoff, bezogen. Heute ist die Einheit 1/12 der Masse des Kohlenstoff-Isotops C-12.

[2] ERNEST RUTHERFORD (1871 – 1937), Atomphysiker und Nobelpreisträger für Chemie

Übungen

Ü 2.2 Ein Chloratom besitzt 17 Elektronen und 17 Protonen. Die Ladungen gleichen sich aus (– 17 + 17 = 0), es ist daher nicht geladen, also neutral. Ein Chlorid-Ion enthält hingegen 18 Elektronen und 17 Protonen (– 18 + 17 = –1). Es ist daher einfach negativ geladen (Cl^-).

Bestimme bei folgenden Ionen jeweils die Anzahl der Elektronen (die Anzahl der Protonen steht jeweils in Klammer):

F^- (9 p^+), O^{2-} (8 p^+), Na^+ (11 p^+), Mg^{2+} (12 p^+), Al^{3+} (13 p^+)

2.2 Die Masse von Atomen *(the mass of atoms)*

Atome bestehen fast nur aus leerem Raum
(atoms consist mainly of empty space)

Wie wir heute wissen, ist der Atomkern ungefähr 1 000- bis 10 000-mal kleiner als das ganze Atom. Er besteht aus **Protonen** und **Neutronen**. Elektronen besitzen praktisch keine Masse. Das heißt, dass nahezu die gesamte Masse eines Atoms im Kern konzentriert ist.

Ergänzung & Ausblick

Beinahe unglaublich ist, was daraus folgt: Ein Eisenwürfel von 10 m Kantenlänge hat eine Masse von etwa 8 000 t. Könnte man alle Atomkerne der in diesem Block enthaltenen Eisenatome zusammenfassen, würden sie nur das Volumen eines Stecknadelkopfes besitzen, der allerdings fast die Gesamtmasse des Eisenblocks, also rund 8 000 t, hätte. (Zum Vergleich: Ein Airbus A380 besitzt beim Start eine Masse von rund 400 t.) Mit Ausnahme des Volumens eines Stecknadelkopfes besteht der Eisenblock somit nur aus leerem Raum!



Abb. 29.1

Ordnungszahl, Massenzahl *(atomic number, mass number)*

- **Protonen** sind positiv geladene Teilchen. Ihre Anzahl nennt man daher auch **Kernladungszahl** oder **Ordnungszahl** (OZ). Alle Atome eines Elementes haben dieselbe Protonenzahl und damit dieselbe Ordnungszahl. Sie besitzen eine relative Masse von ungefähr 1 u.
- **Neutronen** sind nicht geladen und besitzen ebenfalls eine Masse von ca. 1 u. Die Masse eines Atomkerns und damit des ganzen Atoms ist daher die Summe von Protonen und Neutronen. Sie wird als **Massenzahl** (MZ) bezeichnet. Das Element Natrium enthält z. B. 11 Protonen und 12 Neutronen. Seine Massenzahl ist daher 11 + 12 = 23.

Merk & Würdig

Die **Ordnungszahl** ist die Anzahl der Protonen, die **Massenzahl** die Summe von Protonen und Neutronen.

Schreibweise: $^{MZ}_{OZ}$Symbol

Zur näheren Bezeichnung einzelner Atome wird
- **die Massenzahl links oberhalb**,
- **die Ordnungszahl links unterhalb**

vor das betreffenden Elementsymbol geschrieben, z. B.:



$^{1}_{1}H$ $^{235}_{92}U$

Da mit der Angabe des Elementsymbols auch die Protonenzahl gegeben ist, wird häufig auch nur die Massenzahl angeschrieben, z. B. U-235 bzw. U-238.

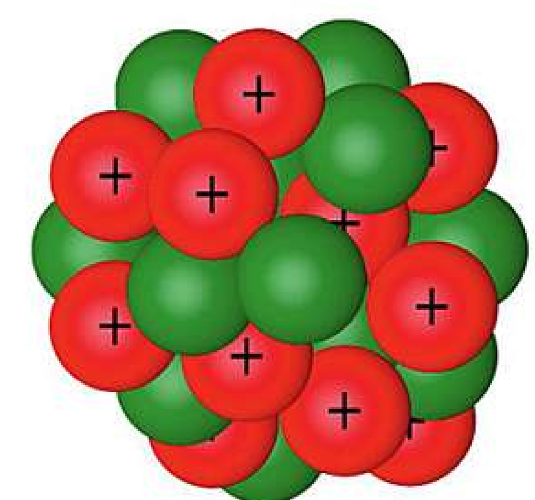
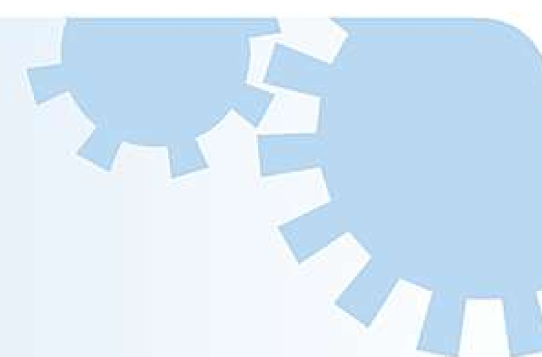


Abb. 29.2 *Atomkern von Natrium aus 11 Protonen und 12 Neutronen*

Übungen

Mit folgender Übung kannst du grundlegende Begriffe des Atombaus wiedergeben:



Ü 2.3 Bestimme bei folgenden Atomen jeweils Ordnungszahl, Massenzahl, sowie die Anzahl der Protonen und Neutronen:

 $^{2}_{1}H$  $^{238}_{92}U$  $^{18}_{8}O$  $^{34}_{16}S$  $^{131}_{53}I$  C-12  N-14

2.3 Isotope, Radioaktivität *(isotopes, radioactivity)*

Merk & Würdig

Isotope sind Elemente mit derselben Ordnungszahl und verschiedener Massenzahl.

Isotope *(isotopes)*

Viele Elemente besitzen verschiedene Arten von Atomen, die dieselbe Anzahl von Protonen, aber eine unterschiedliche Anzahl von Neutronen besitzen. Solche Atome eines Elementes nennt man **Isotope**.
Vom Element Chlor kennt man z. B. die beiden Isotope

 $^{35}_{17}Cl$  $^{37}_{17}Cl$

35 – 17 = 18 Neutronen 37 – 17 = 20 Neutronen

Beispiel 2.1

Analysiert man verschiedene Kohlenstoffproben, so findet man stets dieselbe Verteilung von Isotopen: 98,9 % der Atome besitzen die Atommasse 12 (C-12) und 1,1 % die Atommasse 13 (C-13). In Spuren gibt es daneben immer noch eine dritte Atomsorte mit der Atommasse 14 (C-14). Unter Berücksichtigung aller Isotope ergibt sich daher für Kohlenstoffatome eine durchschnittliche Masse von 12,011 u.

$$\frac{12 \cdot 98{,}9 + 13 \cdot 1{,}1}{100} = 12{,}011$$

Chemisch verhalten sich die Isotope eines Elements gleich. Nur bei den sehr leichten Elementen, etwa dem Wasserstoff, wird der Massenunterschied der Isotope so bedeutsam, dass er auch die chemischen Eigenschaften mitbestimmt.

Merk & Würdig

Radioaktivität ist die Eigenschaft von Atomkernen, ohne äußere Einwirkung zu zerfallen. Sie geben dabei Energie in Form von Strahlung ab (α-, β- und γ-Strahlung).

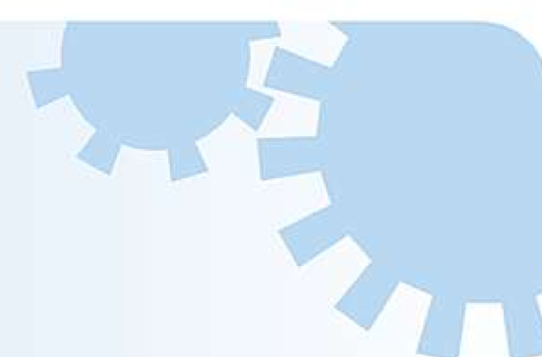
Radioaktivität *(radioactivity)*

Für jede Protonenzahl gibt es eine optimale Neutronenzahl, sodass ein stabiler Kern entsteht. Die Anhäufung von positiven Ladungen macht den Kern instabil. Bei einem ungünstigen Verhältnis von Protonen und Neutronen wird der Kern instabil und zerfällt von selber, er ist **radioaktiv**. Ab der Ordnungszahl 83 sind alle Elemente radioaktiv. Elemente mit einer Ordnungszahl unter 83 besitzen radioaktive Isotope (**„Radioisotope“**). Bei den ausgesandten Strahlen unterscheidet man α-Strahlung, β-Strahlung und die γ-Strahlung.[1)]

Genauere Informationen zum Aufbau des Atomkerns erhältst du im Physikunterricht.

Übungen

Bei folgenden Übungen kannst grundlegende Begriffe zum Thema Isotope wiedergeben:



Ü 2.4 Die wichtigsten Chlor-Isotope sind Cl-35 und Cl-37. Sie treten in der Natur im Verhältnis 3 : 1 auf. Wie groß wird daher die durchschnittliche Atommasse von Chlor ungefähr sein?

Ü 2.5 Wie viele Protonen, Neutronen und Elektronen enthalten die folgenden Isotope?

I-123, Ra-226, U-238, Cl-35, C-12, N-14

[1)] α („alpha“), β („beta“) und γ („gamma“) sind die ersten drei Buchstaben des griechischen Alphabets.

Übungen

Ü 2.6 *There are three different types of silicon atoms:*

Type of atom	Number of protons	Number of neutrons
$^{28}_{14}Si$		
$^{29}_{14}Si$		
$^{30}_{14}Si$		

a) *Complete the table to show the number of protons and neutrons in each type of silicon atom.*

b) *What name is used to describe these different types of atoms?*

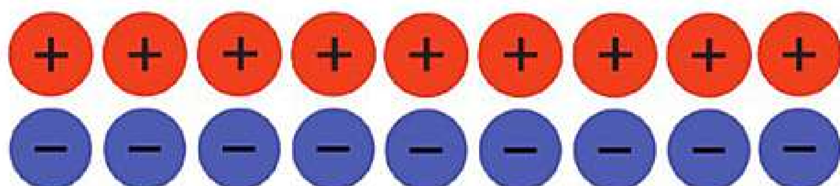
c) *A natural sample of silicon has an average atomic mass of 28.11. What is the mass number of the most common type of atoms in the sample of silicon?*

2.4 Elektronenhülle *(electron shell)*

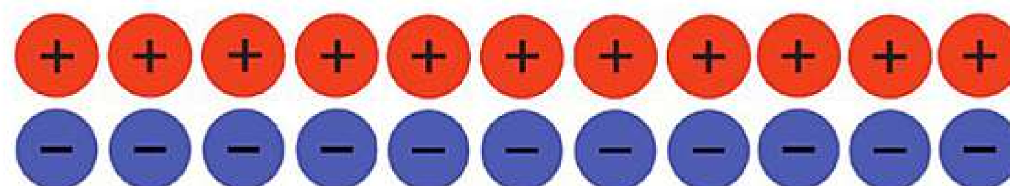
Die negativen Ladungen der Elektronen in der Atomhülle gleichen die positiven Ladungen der Protonen im Kern aus.

In **ungeladenen (neutralen) Atomen** ist die Anzahl von Protonen und Elektronen gleich groß. In einem Fluor-Atom sind z. B. 9 Protonen und 9 Elektronen, in einem Natrium-Atom 11 Protonen und 11 Elektronen enthalten.

Fluor-Atom (9 p^+/9 e^-): **F**

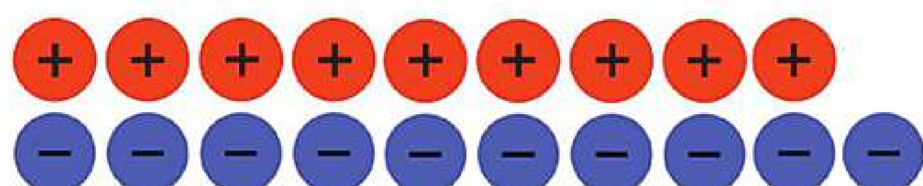


Natrium-Atom (11 p^+/11 e^-): **Na**

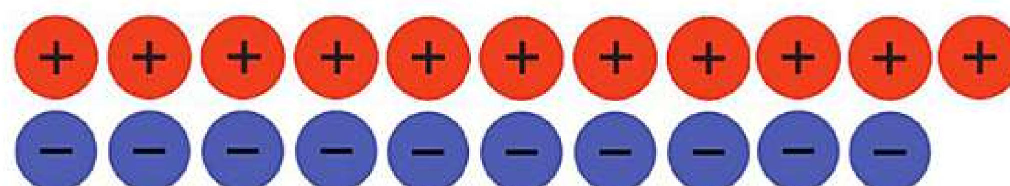


In Ionen überwiegen entweder die Protonen oder die Elektronen. In Anionen (negativ geladen) sind mehr Elektronen als Protonen enthalten (z. B. Fluorid-Anion F^-). In **Kationen** (positiv geladen) sind mehr Protonen als Elektronen vorhanden (z. B. Natrium-Kation Na^+).

Fluorid-Anion (9 p^+/10 e^-): **F^-**



Natrium-Kation (11 p^+/10 e^-): **Na^+**



Merk & Würdig

Neutrale Atome enthalten gleich viele Protonen und Elektronen.

Kationen enthalten mehr Protonen als Elektronen. Sie sind positiv geladen.

Anionen enthalten mehr Elektronen als Protonen. Sie sind negativ geladen.

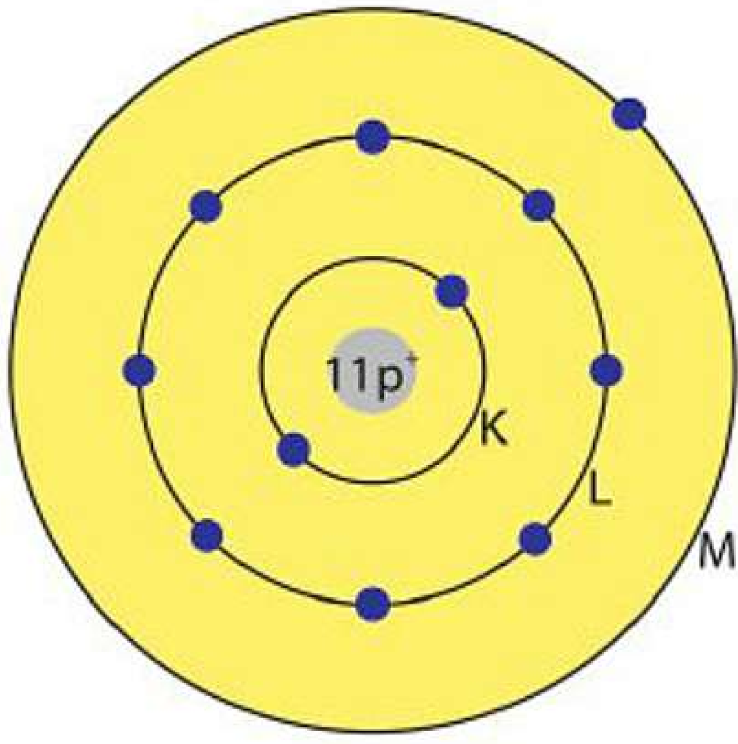


Abb. 32.1 *Elektronenanordnung von Natrium nach dem Bohr'schen Modell: K = 2, L = 8, M = 1*

Atommodelle *(models of the atom)*

1. Schalenmodell (Bohr'sches[1] Atommodell)

Nach dem dänischen Physiker **Niels Bohr** bewegen sich die Elektronen auf Schalen um den Atomkern. Im Bohr'schen Atommodell besteht die Elektronenhülle aus sieben Schalen **(Schalenmodell)**. Sie werden mit den Buchstaben K bis Q bezeichnet, wobei K die innerste und Q die äußerste Schale darstellt.

Die maximale Anzahl der Elektronen pro Schale beträgt:

Schale	max. Anzahl der Elektronen
K-Schale	2 e^-
L-Schale	8 e^-
M-Schale	18 e^-
N- und höhere Schalen	32 e^-

Tabelle 32.1



Abb. 32.2 *NIELS BOHR*

Da sich mit dem Bohr'schen Modell nicht alle Eigenschaften von Atomen erklären ließen, war eine Verbesserung des Schalenmodells notwendig.

2. Kugelwolkenmodell[2] (Kimball-Modell)

Die Energie der Elektronen nimmt mit steigender Entfernung vom Kern zu. Da nach dem Bohr'schen Atommodell alle Elektronen einer Schale den gleichen Abstand zum Kern haben, müssten sie auch gleiche Energie besitzen. Aus Experimenten ergibt sich aber, dass sich die Energien der Elektronen einer Schale geringfügig unterscheiden. Aus diesem Grund ist es notwendig, die Schalen (K bis Q) weiter zu unterteilen.

Aus physikalischen Gründen ist es nicht möglich, den genauen Aufenthaltsort eines Elektrons zu bestimmen. Daher kann man für die Elektronen auch keine festen Bahnen (wie im Bohr'schen Modell) angeben, sondern nur Bereiche, in denen sich die Elektronen mit hoher Wahrscheinlichkeit aufhalten. Diese nennt man **Kugelwolken**.

Regeln zum Auffüllen der Kugelwolken (siehe **Abb. 33.1**)**:**

- Eine Kugelwolke kann **maximal zwei Elektronen** aufnehmen.
- In der ersten Schale gibt es nur eine Kugelwolke, die um den Kern angeordnet ist.
- Ab der zweiten Schale gibt es bis zu **vier Kugelwolken**, die ab der dritten Schale mit weiteren Wolken ergänzt werden.
- Wegen der gegenseitigen Abstoßung der Elektronen versuchen die Kugelwolken, voneinander einen möglichst großen Abstand zu erreichen. Sie sind daher in einem Tetraeder (siehe **Abb. 32.3**) angeordnet.
- Jede der vier Kugelwolken wird zuerst einfach mit einem Elektron besetzt. Ab dem 5. Elektron werden die Kugelwolken doppelt besetzt.
- Die nur mit einem Elektron besetzten Kugelwolken sind heller dargestellt.



Abb. 32.3 *Frühere Verpackung für Milch in Tetraederform*

[1] NIELS BOHR (1885 – 1962), Schüler Rutherfords. Er erhielt 1922 den Nobelpreis für Physik für seine Verdienste um die Erforschung der Struktur der Atome und der von ihnen ausgehenden Strahlung.
[2] Das Kugelwolkenmodell ist die didaktische Vereinfachung des Orbitalmodells. Dieses entspricht dem heutigen Stand der Wissenschaft.

K-Schale

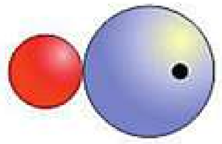


$_1$H - Wasserstoff

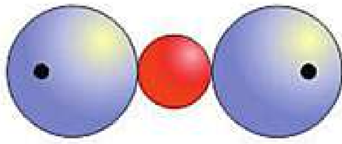


$_2$He - Helium

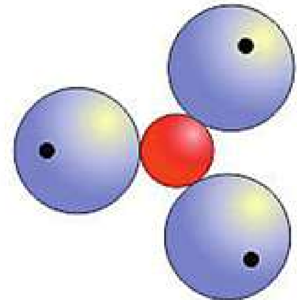
K-Schale + L-Schale



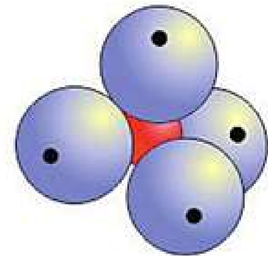
$_3$Li - Lithium



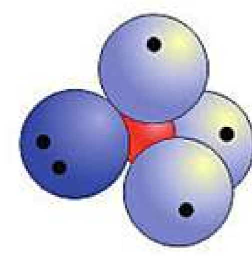
$_4$Be - Beryllium



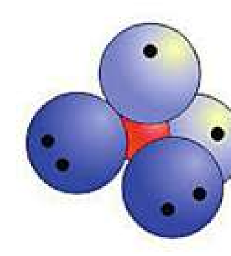
$_5$B - Bor



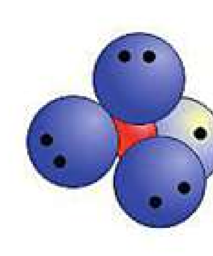
$_6$C - Kohlenstoff



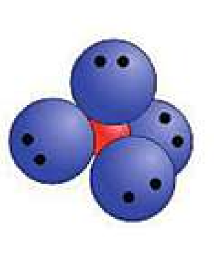
$_7$N - Stickstoff



$_8$O - Sauerstoff

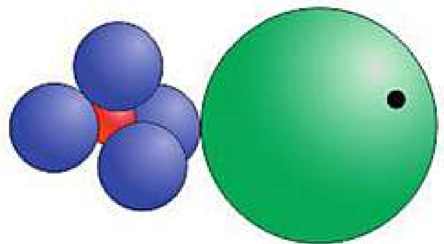


$_9$F - Fluor

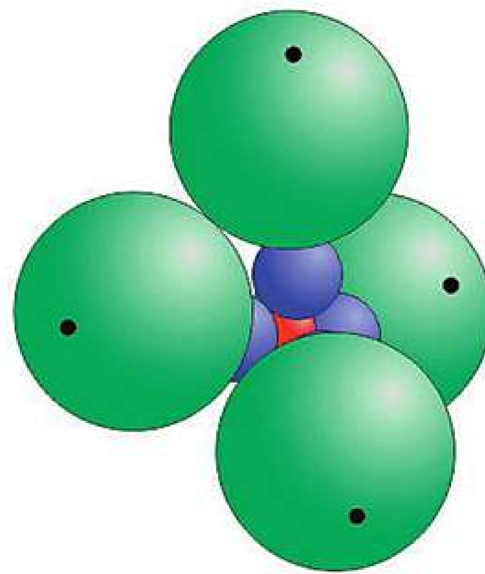


$_{10}$Ne - Neon

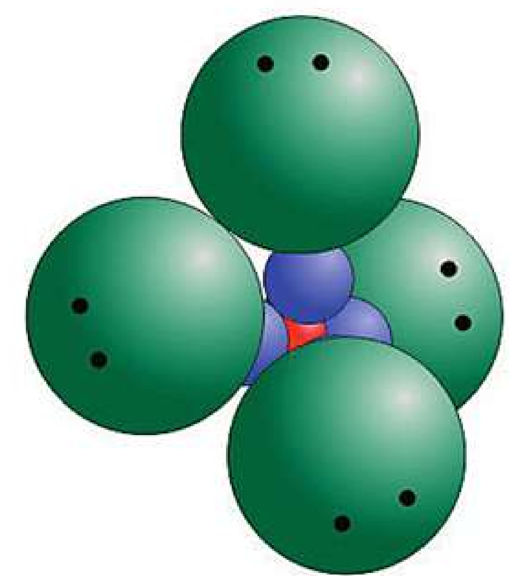
K-Schale + L-Schale + M-Schale



$_{11}$Na - Natrium



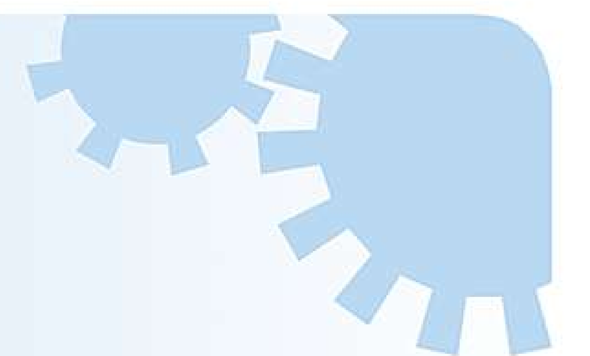
$_{14}$Si - Silicium



$_{18}$Ar - Argon

Abb. 33.1 *Elektronenverteilung einiger Elemente im Kimball-Modell*

Übungen



Diese Übungen sollen dir helfen, die Atommodelle zu verstehen, um später Stoffeigenschaften begründen zu können:

Ü 2.7 Was sind Ionen? Welche Arten gibt es?

Ü 2.8 Was versteht man unter „Ionisierungsenergie“?

Ü 2.9 Beschreibe das Bohr'sche Atommodell.

Ü 2.10 Beschreibe das Kimball-Modell.

Ü 2.11 Was sind die wesentlichen Unterschiede zwischen den beiden Atommodellen?



Periodensystem

In diesem Kapitel geht es um

- das Periodensystem der Elemente
- Ionisierungsenergie
- Edelgase
- Alkalimetalle
- Halogene

3.1 Periodensystem der Elemente

(periodic table of the elements)

Einteilung in Gruppen *(classification into groups)*



Abb. 35.1 *Einteilung in Gruppen: In einer Bibliothek werden Bücher in Gruppen eingeteilt z. B. Sachbücher, Romane, Kinderbücher etc.*

Die gesamte Materie ist nur aus etwa 100 verschiedenen Elementen aufgebaut. Um eine Übersicht über alle Elemente zu bekommen, ist es notwendig, sie zu ordnen. Der Chemiker verwendet dazu ihre chemischen Eigenschaften. Elemente mit ähnlichen chemischen Eigenschaften werden zu **Gruppen** (**„Elementfamilien"**) zusammengefasst. So gibt es z. B. die Gruppen der **Alkalimetalle**, der **Erdalkalimetalle**, der **Halogene**, der **Edelgase** usw.

Warum haben Elemente einer Gruppe ähnliche Eigenschaften? Betrachten wir die Elektronenanordnung der Elemente Lithium und Natrium: Es zeigt sich, dass beide Elemente jeweils ein Elektron in der äußersten Schale besitzen. Lithium hat ein Elektron in der L-Schale, Natrium ein Elektron in der M-Schale.

Alkalimetalle	
Lithium (Li – OZ 3)	2, **1**
Natrium (Na – OZ 11)	2, 8, **1**
Erdalkalimetalle	
Beryllium (Be – OZ 4)	2, **2**
Magnesium (Mg – OZ 12)	2, 8, **2**
Halogene	
Fluor (F – OZ 9)	2, **7**
Chlor (Cl – OZ 17)	2, 8, **7**

Tabelle 35.1

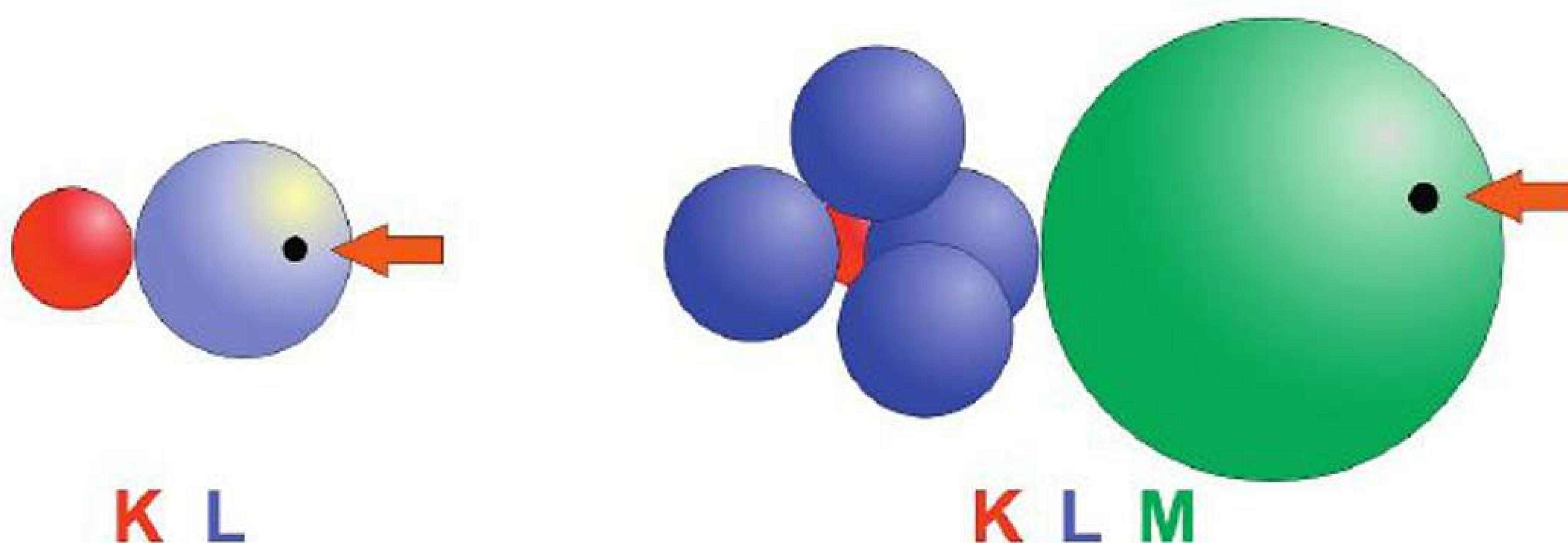


Abb. 35.2 *Kugelwolkenmodell von Lithium (links) und Natrium (rechts). Beide Atome besitzen jeweils ein Elektron in der äußersten Schale.*

Elemente der Gruppe der Erdalkalimetalle (z. B. Beryllium, Magnesium) besitzen zwei Elektronen in der äußersten Schale, Elemente der Gruppe der Halogene (z. B. Fluor, Chlor) sieben Elektronen in der äußersten Schale usw.

Die Anzahl der Elektronen in der äußersten Schale ist also die Ursache für die ähnlichen Eigenschaften der Elemente einer Gruppe.

Merk & Würdig !

Elemente einer Gruppe besitzen dieselbe Anzahl von Elektronen in der äußersten Schale und haben daher ähnliche Eigenschaften.

Reihung der Elemente im Periodensystem
(classification of the elements in the periodic table)

Die bis heute beste Ordnung der Elemente ist das **Periodensystem**. Es stammt von den beiden Wissenschaftlern **Lothar Meyer**[1] und **Dimitrij Mendelejew**[2].

Die Elemente einer Gruppe werden untereinander und die einzelnen Gruppen nebeneinander geschrieben. Geht man zeilenweise von einem Element zum nächsten, steigt die Ordnungszahl an, es kommen jeweils ein Proton und damit ein Elektron dazu.

Das Periodensystem besteht aus

- **18 Gruppen** (senkrechten Spalten) und
- **7 Perioden** (waagrechten Zeilen).



Abb. 35.3 *DIMITRIJ MENDELEJEW*

[1] LOTHAR JULIUS MEYER (1830 – 1895), Professor für Chemie und Physik in Eberswalde.
[2] DIMITRIJ IWANOWITSCH MENDELEJEW (1834 – 1907), Dozent für Chemie in Petersburg.



Abb. 36.1

Aus der Stellung eines Elementes im Periodensystem lässt sich unmittelbar auch seine Elektronenanordnung **(Elektronenkonfiguration)** ableiten:

- Die **Periodennummer** gibt die Anzahl der Schalen an,
- die **Gruppennummer** gibt die Anzahl der Außenelektronen an. Da das Reaktionsverhalten eines Elementes von der Anzahl der Außenelektronen abhängig ist, werden die Außenelektronen auch als **Valenzelektronen**[1] bezeichnet.

Die folgende Tabelle 36.1 gibt den Zusammenhang zwischen Gruppennummer und Anzahl der Valenzelektronen an.

Gruppe

Übergangselemente (Gruppen 3–12)

Periode	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pa	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn						

Lanthanoide	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actinoide	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Ac	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Tabelle 36.1

Merk & Würdig

Das Periodensystem der Elemente beruht auf der Elektronenanordnung **(Eelektronenkonfiguration)** in den Atomen.

Die **7 Perioden** enthalten jeweils Elemente mit derselben Anzahl von Schalen.

Die **18 Gruppen** enthalten jeweils Elemente mit derselben Anzahl von Elektronen in der äußersten Schale **(Valenzelektronen)**.

Gruppen-Nr.	Zahl der Valenzelektronen
1	1
2	2
3 – 12	(meist[2]) 2
13 – 18	3 – 8

Tabelle 36.2

Ausnahmen:

- Helium besitzt nur zwei Außenelektronen, wird aber aufgrund seiner Eigenschaften zu den Edelgasen mit acht Valenzelektronen gezählt.
- Wasserstoff besitzt wie die Alkalimetalle (Lithium, Natrium, Kalium usw.) nur ein Elektron in der äußersten Schale, hat aber **völlig andere Eigenschaften** als die unter ihm stehenden Alkalimetalle.

Übungen

Diese Übungen sollen dir helfen, das Periodensystem zu verstehen, um damit später Stoffeigenschaften begründen zu können:

Ü 3.1 Das Element Iod steht in der 5. Periode und in der 17. Gruppe. Wie viele Schalen und wie viele Valenzelektronen besitzt es daher?

Ü 3.2 Die Elektronenverteilung des Elementes Yttrium – Y (OZ = 39) ist: K = 2, L = 8, M = 18, N = 9, O = 2.
Bestimme anhand des Periodensystems die Elektronenverteilungen folgender Elemente:
P (OZ = 15), Sr (OZ = 38), Cd (OZ = 48), S (OZ = 16), As (OZ = 33), Sn (OZ = 50)

Ü 3.3 Bestimme die Anzahl der Valenzelektronen folgender Elemente: Sr, Ge, Sb, O, Xe, Fr, Hg

[1] Valenz = Wertigkeit
[2] Tatsächlich können bei Übergangselementen auch Elektronen der vorletzten Schale für Reaktionen herangezogen werden. Aufgrund der Elektronenverteilung ergeben sich jedoch 2 Valenzelektronen.

3.2 Ionisierungsenergie *(ionization energy)*

Die Elektronen werden vom Atomkern angezogen. Um aus einem Atom ein Elektron zu entfernen, ist daher eine gewisse Energie notwendig. Diese nennt man **Ionisierungsenergie**.

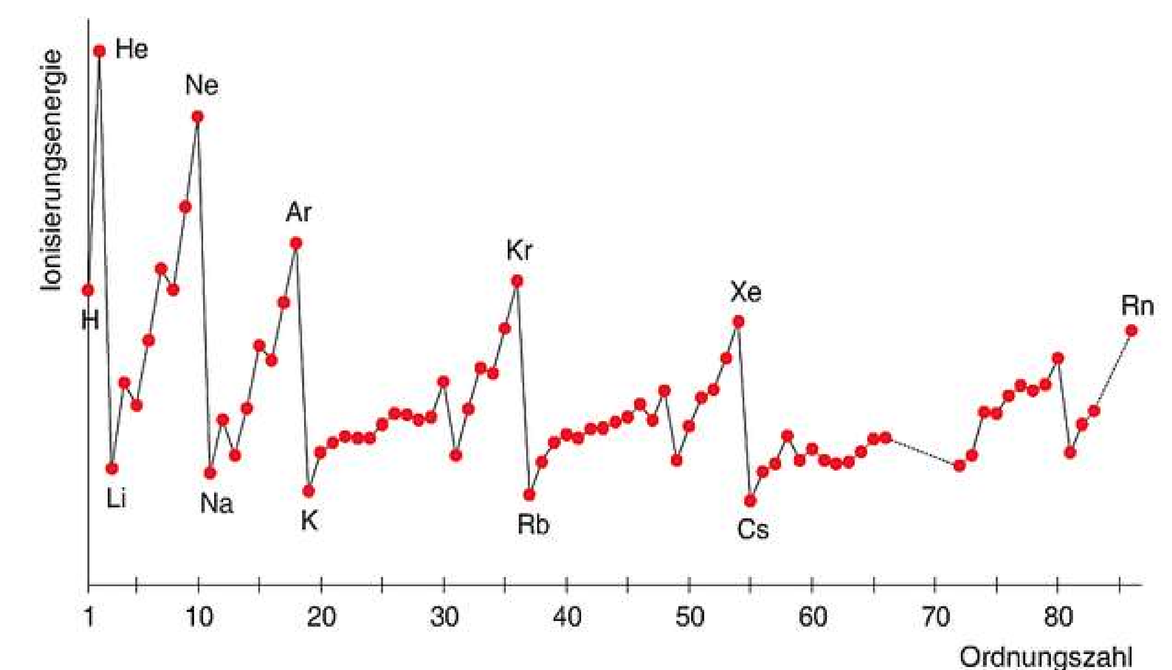


Abb. 37.1 *Ionisierungsenergien der Elemente*

Änderung der Ionisierungsenergie *(change of ionization energy)*

In Abbildung **Abb. 37.1** sieht man, dass bei den Edelgasen (Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon und Radon) besonders viel Energie notwendig ist, um ein Elektron abzuspalten.

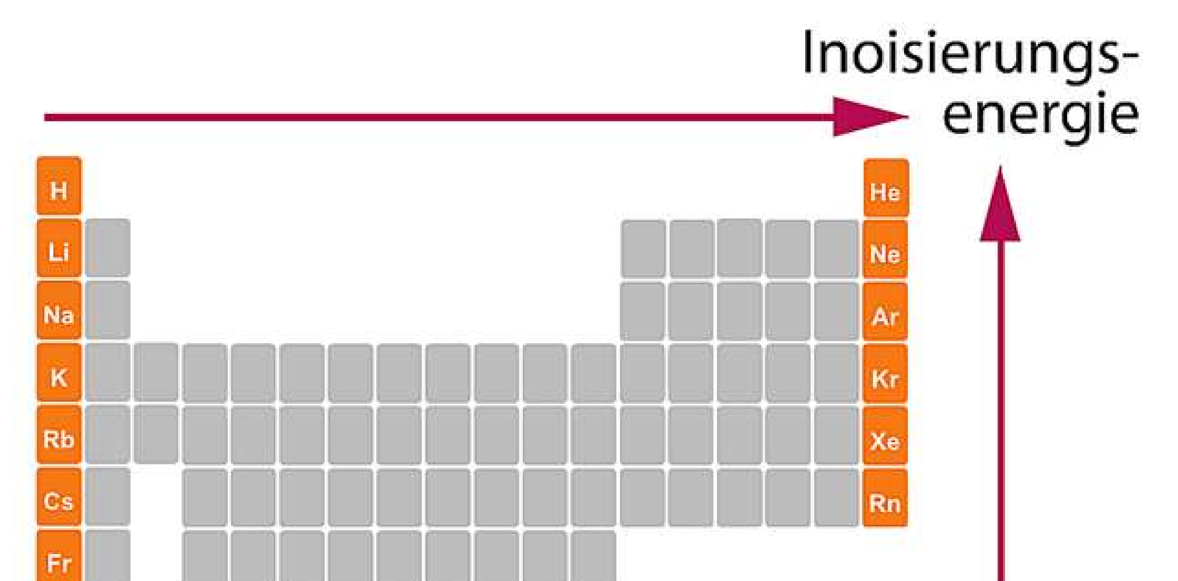


Abb. 37.2

Je mehr Schalen ein Atom besitzt, umso leichter kann ein Elektron aus der äußersten Schale entfernt werden.

- **Innerhalb der Gruppe** nimmt die Ionisierungsenergie von unten nach oben zu.
- **Innerhalb einer Periode** nimmt die Ionisierungsenergie von links nach rechts zu.

Die Alkalimetalle (Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium und Cäsium) geben daher besonders leicht ein Elektron ab.

Merk & Würdig

Die **Ionisierungsenergie** nimmt innerhalb einer Gruppe von unten nach oben und innerhalb einer Periode von links nach rechts zu.

Edelgaskonfiguration *(electronic configuration of noble gases)*

Die Elemente der 18. Gruppe besitzen eine besonders hohe Ionisierungsenergie. Daher muss die Anordnung von 8 Elektronen (2 bei Helium) in der äußersten Schale besonders stabil sein. Dies zeigt sich auch im Reaktionsverhalten der Elemente: Sie sind außerordentlich **reaktionsträge** und haben keinerlei Neigung, selbst Elektronen abzugeben oder aufzunehmen. Sie kommen daher nur in Form von Einzelatomen vor.

Diese besondere Anordnung von 8 Elektronen in der äußersten Schale nennt man auch **Elektronenoktett** oder **Edelgaskonfiguration** (siehe **Abbildung 37.3**). Sie stellt eine ideale Elektronenanordnung dar.

Die Edelgaskonfiguration wird auch von allen anderen Elementen angestrebt. Diese können solche abgeschlossenen äußeren Schalen z. B. durch Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen erreichen.

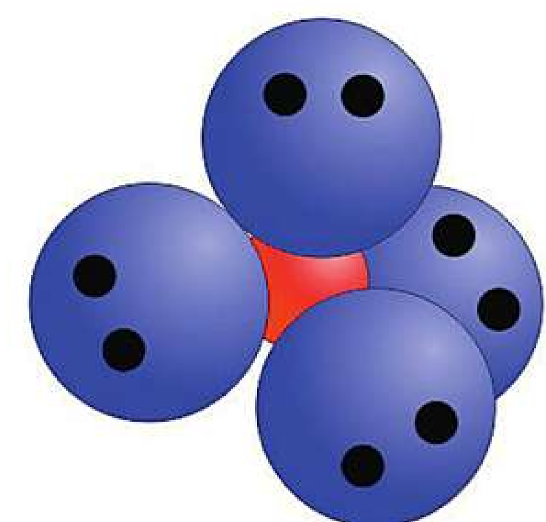
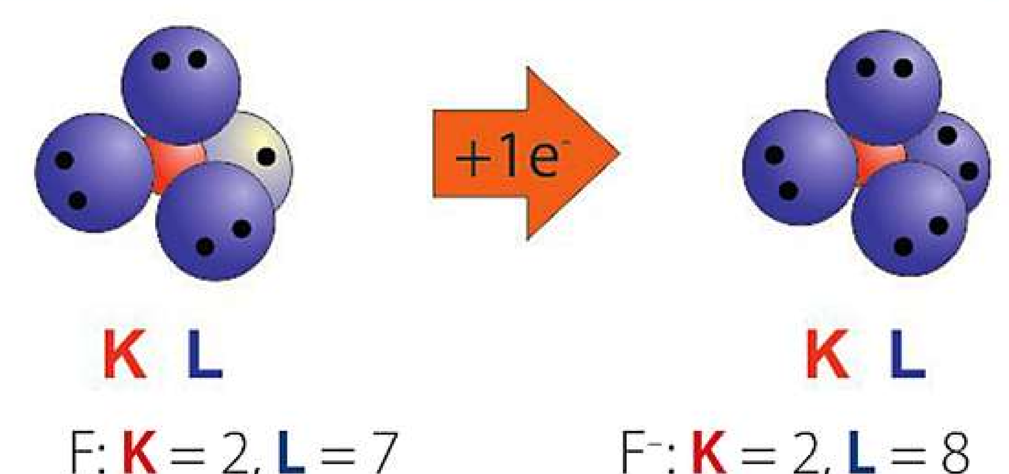


Abb. 37.3 *Edelgaskonfiguration von Neon*

Beispiel für ...

Edelgaskonfigurationen

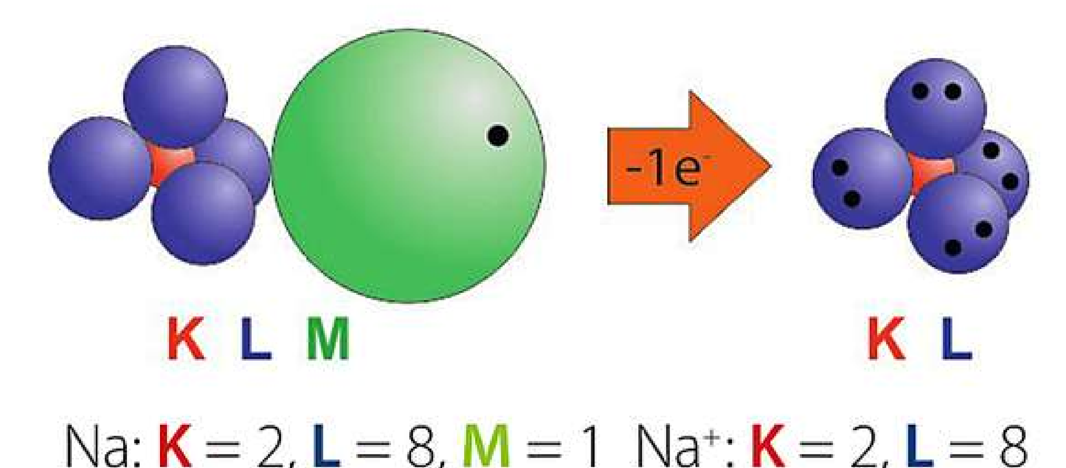
- Fluor besitzt 7 Außenelektronen. Durch Aufnahme eines Elektrons erreicht es die Edelgaskonfiguration von Neon (K = 2, L = 8). (Siehe **Abb. 37.4**)



F: **K** = 2, **L** = 7 F⁻: **K** = 2, **L** = 8

Abb. 37.4

- Natrium besitzt 1 Außenelektron. Durch Abgabe dieses Elektrons erreicht es die Edelgaskonfiguration von Neon (K = 2, L = 8) (Siehe **Abb. 37.5**)



Na: **K** = 2, **L** = 8, **M** = 1 Na⁺: **K** = 2, **L** = 8

Abb. 37.5

Merk & Würdig

Ein Element ist umso reaktionsfähiger, je leichter es ein Elektron abgibt bzw. aufnimmt.

Daher sind Alkalimetalle und Halogene sehr reaktionsfähige Elemente.

Je näher ein Atom der Edelgaskonfiguration ist, umso leichter wird es Elektronen aufnehmen und Anionen bilden. Je geringer die Anzahl der Außenelektronen ist, umso leichter wird das Atom Elektronen abgeben und Kationen bilden.

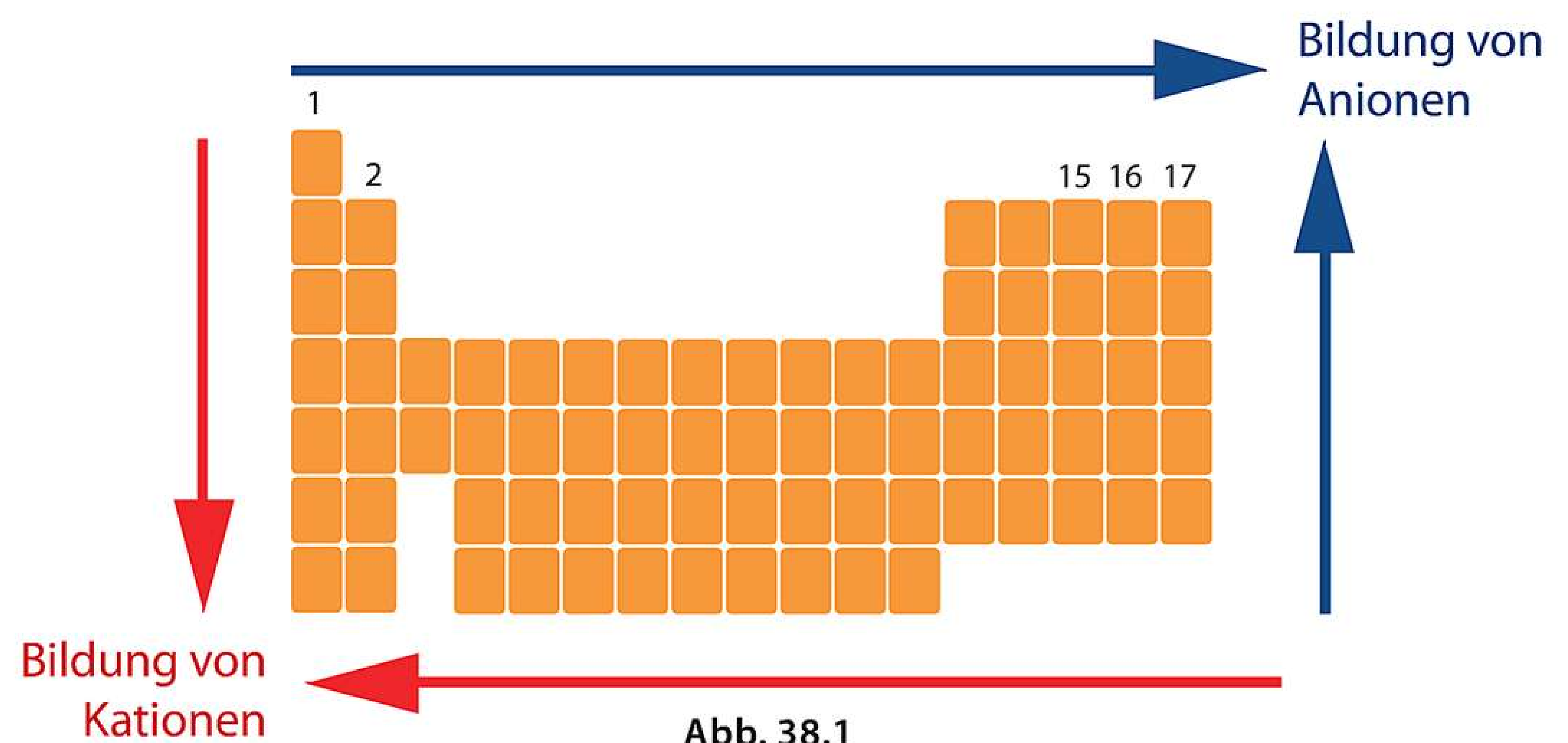


Abb. 38.1

Übungen

Bei folgenden Übungen kannst du mithilfe des Periodensystems Stoffeigenschaften systematisch begründen:

Ü 3.4 Suche aus dem Periodensystem zu jedem der folgenden Elemente jeweils 2 Elemente mit ähnlichen Eigenschaften: Krypton, Kalium, Chlor, Magnesium

Ü 3.5 *Which of the following elements form kations, which anions? What are the charges of the ions? Sodium, fluorine, calcium, chlorine, lithium, bromine, magnesium*

Ü 3.6 **a)** Welches Element wird leichter ein Elektron abgeben: Chlor/Kalium, Aluminium/Helium, Natrium/Cäsium?

b) Welches Element wird eher ein Elektron aufnehmen: Lithium/Iod, Schwefel/Calcium, Fluor/Brom?

Ü 3.7 Je leichter ein Atom Elektronen aufnimmt bzw. abgibt, umso reaktionsfähiger ist es. Welches der Elemente ist das jeweils reaktionsfähigere: Fluor/Iod, Lithium/Cäsium, Natrium/Argon, Kalium/Calcium?

18
He
Ne
Ar
Kr
Xe
Rn

Abb. 38.2 *Die Edelgase im Periodensystem*



Abb. 38.3 *Lichtreklame*

3.3 Edelgase *(noble gases)*

Die **Edelgase** bilden die 18. Gruppe im Periodensystem (siehe **Abb. 38.2**).

Helium (*helium*)	He
Neon (*neon*)	Ne
Argon (*argon*)	Ar
Krypton (*krypton*)	Kr
Xenon (*xenon*)	Xe
Radon (*radon*)	Rn

Tabelle 38.1

Physikalische und chemische Eigenschaften
(physical and chemical properties)

- Edelgase kommen nur in Form von Einzelatomen in der Luft vor.
- Sie sind farblose Gase.
- Wegen ihrer vollen äußersten Schale (2 bzw. 8 Valenzelektronen) zeigen Edelgase keine chemischen Reaktionen, man sagt sie sind **inert**[1].
- Radon ist radioaktiv.

[1] „inert" (lat.) = „untätig, träge"

	Siedepunkt nimmt zu	Dichte nimmt zu	ein Ballon mit dem Gas ist im Vergleich zu Luft …
Helium			viel leichter
Neon			etwas leichter
Argon			etwas schwerer
Krypton			schwerer
Xenon			viel schwerer

Tabelle 39.1



Abb. 39.1

Verwendung der Edelgase *(uses of noble gases)*

- Helium wird zum Füllen von Ballonen verwendet, weil es leichter als Luft und unbrennbar ist.
- Neon und andere Edelgase dienen als Füllgase in Lichtreklamen.
- Argon dient als Schutzgas (Inertgas) z. B. in Glühlampen, beim Schweißen zum Schutz der Metalle vor Oxidation.
- Krypton wird für Laser verwendet (z. B. in der Medizin zur Behandlung von Augenerkrankungen).
- Xenon gibt ein helles Licht, das dem Tageslicht sehr ähnlich ist. Es wird in Lampen, z. B. in Autoscheinwerfern verwendet.

Ergänzung & Ausblick



Die Geschichte der Entdeckung von Argon

1785 hatte der englische Gelehrte **Henry Cavendish** gezeigt, dass Luft neben Stickstoff und Sauerstoff mindestens einen dritten Bestandteil enthalten müsse. Aber erst 1894, als schon die meisten natürlichen Elemente bekannt waren, gelang den beiden englischen Forschern **Ramsay** und **Rayleigh** die Isolierung des ersten Edelgases aus der Luft. 1892 war Lord Rayleigh aufgefallen, dass der aus Luft gewonnene Stickstoff eine größere Dichte besaß, als der durch Zersetzung von Stickstoffverbindungen erzeugte. Ramsay zog daraus den richtigen Schluss, dass „Luftstickstoff" noch ein anderes, unbekanntes Gas enthalten müsse. Er isolierte diese Substanz und nannte sie Argon (griech. „träge").

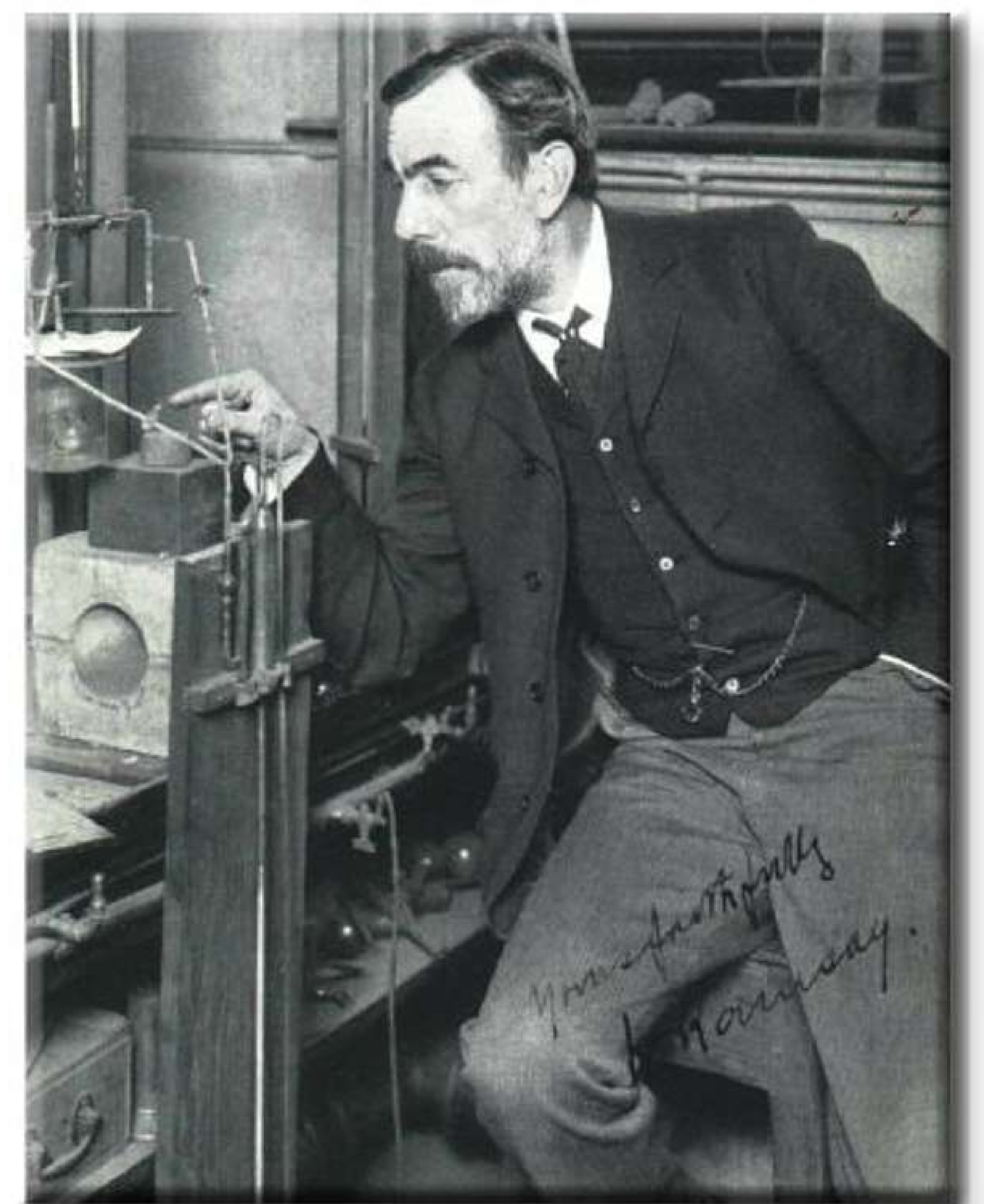


Abb. 39.2 *WILLIAM RAMSEY*

Übungen



Mit folgenden Übungen überprüfst du unter anderem, ob du die Bedeutung der Edelgase für Wirtschaft und Technik verstanden hast:

Ü 3.8 Warum kommen Edelgase in der Natur nicht in Form von Verbindungen vor?

Ü 3.9 Argon besitzt einen Siedepunkt von -186 °C. Wird Helium bei -107 °C oder bei -269 °C sieden?

Ü 3.10 Füllt man einen Ballon mit Helium, steigt er in Luft auf. Was macht ein Ballon, der mit Xenon gefüllt ist?

Ü 3.11 *Radon is radioactive. Will it be liquid or gaseous at normal conditions?*

3.4 Alkalimetalle *(alkali metals)*

Abb. 40.1 *Alkalimetalle im Periodensystem*

Die **Alkalimetalle** bilden die 1. Gruppe im Periodensystem (siehe **Abb. 40.1**).

Lithium (*lithium*)	Li
Natrium (*sodium*)	Na
Kalium (*potassium*)	K
Rubidium (*rubidium*)	Rb
Cäsium (*caesium*)	Cs
Francium (*francium*)	Fr

Tabelle 40.1



Abb. 40.2 *Alkalimetalle (links: Natrium, rechts: Kalium)*

Physikalische Eigenschaften *(physical properties)*

- Alkalimetalle sind grau und weich und lassen sich mit dem Messer schneiden. An der Schnittfläche sind sie silberglänzend.
- Ihre Dichte ist kleiner als die von Wasser (1 g/cm^3).
- Im Vergleich zu anderen Metallen besitzen sie niedrigere Schmelz- und Siedepunkte.
- Francium ist radioaktiv.

Lithium	**Dichte nimmt zu** ↓	**zunehmend weicher** ↓	**Schmelzpunkt nimmt ab** ↓	**Siedepunkt nimmt ab** ↓
Natrium				
Kalium				
Rubidium				
Cäsium				

Tabelle 40.2

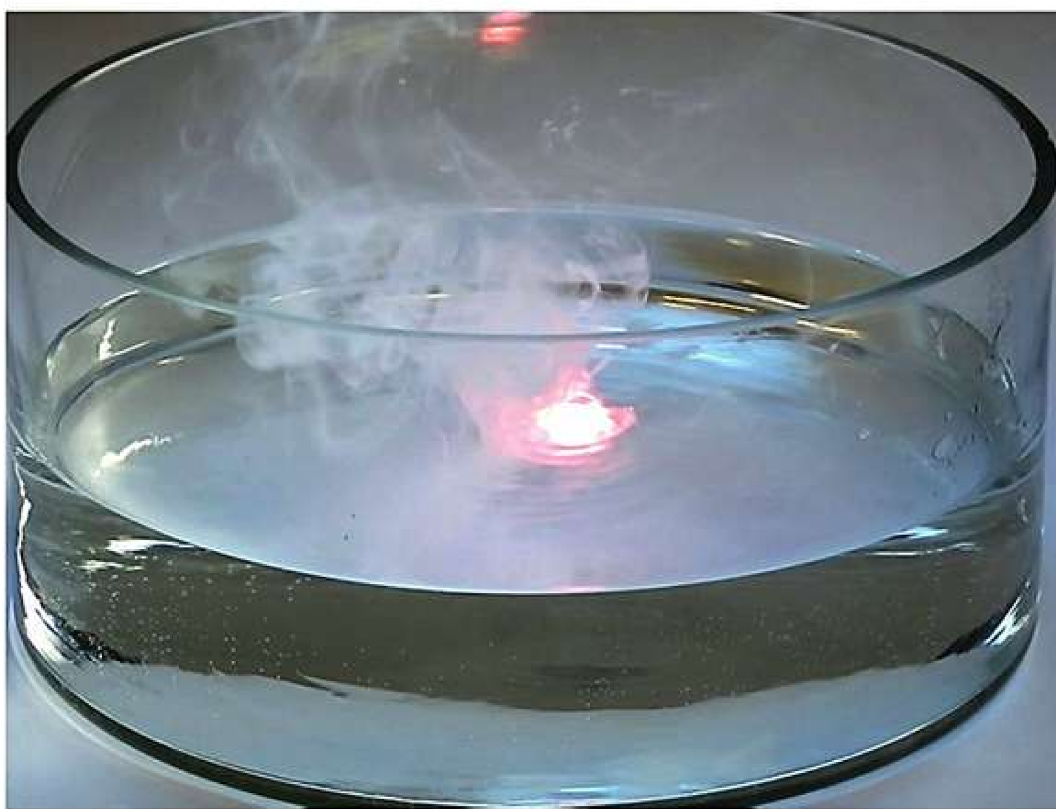


Abb. 40.3 *Kalium reagiert mit Wasser*

Experiment

Kleine Mengen von Lithium, Natrium und Kalium werden der Reihe nach in Wasser gegeben. Dabei entstehen eine Lauge und Wasserstoff, z. B.:



$2\ Na + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2$

Die Reaktion wird von Lithium zu Kalium immer heftiger. Das Kalium schmilzt durch die Reaktionswärme und der gebildete Wasserstoff entzündet sich.

Experiment

Dieses Experiment kannst du mithilfe deines Lehrers/deiner Lehrerin selber durchführen:

Bringe wässrige Lösungen von Alkalisalzen (z. B. LiCl, NaCl, KCl) mithilfe eines Platindrahtes in die Flamme eines Bunsenbrenners, so zeigen sich charakteristische Flammenfärbungen (siehe auch **Abb. 40.4**)

Beobachte und notiere die Ergebnisse:

Alkalimetall	Flammenfärbung
Lithium	
Natrium	
Kalium	

Tabelle 40.3



Abb. 40.4 *Flammenfärbung (von links nach rechts: Li, Na, K, Rb, Cs)*

Chemische Eigenschaften *(chemical properties)*

Alkalimetalle besitzen nur ein Valenzelektron (= Elektron in der jeweils äußersten Schale). Sie sind daher sehr reaktionsfähig.

- Bei der Reaktion mit Wasser entstehen eine Lauge und Wasserstoff. Dabei ist zu beobachten:

Lithium	schwimmt auf Oberfläche, Gasblasen entstehen
Natrium	schießt auf der Oberfläche herum
Kalium	schmilzt, Wasserstoff entzündet sich
Rubidium	Funken sprühen herum
Cäsium	heftige Explosion

Reaktivität nimmt zu

Tabelle 41.2

Schale	Lithium	Natrium	Kalium
K	2	2	2
L	1	8	8
M		1	8
N			1

Tabelle 41.1

- Alkalimetalle zeigen eine charakteristische Flammenfärbung.

Übungen

Mache folgende Übungen und du kannst die Eigenschaften der Alkalimetalle verstehen, analysieren und in Fachsprache beschreiben.

Ü 3.12 Formuliere die Gleichungen für die Reaktion von Lithium bzw. Kalium mit Wasser. Welche Produkte entstehen?

Ü 3.13 Warum hat die Elementfamilie der Alkalimetalle ähnliche Eigenschaften?

Ü 3.14 Welches Element gibt sein Valenzelektron leichter ab: Natrium oder Cäsium? Welches wird daher heftiger reagieren?

Ü 3.15 *Assign the melting points 181 °C, 63 °C, 29 °C to the elements potassium, caesium and lithium.*

Ü 3.16 Wie ändert sich die Ionisierungsenergie innerhalb der Gruppe der Alkalimetalle?

3.5 Halogene *(halogens)*

Die Elementfamilie der **Halogene**[1] bildet die 17. Gruppe im Periodensystem (siehe **Abb. 41.1**)

Fluor[2] *(fluorine)*	F
Chlor[3] *(chlorine)*	Cl
Brom[4] *(bromine)*	Br
Iod[5] *(iodine)*	I
Astat *(astatine)*	At

Tabelle 42.3

17
F
Cl
Br
I
At

Abb. 41.1 *Die Halogene im Periodensystem*

Abb. 41.2 *Die Halogene Chlor, Brom und Iod (von links nach rechts)*

Physikalische Eigenschaften *(physical properties)*

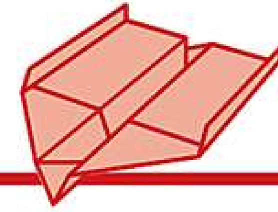
- Alle Halogene sind Nichtmetalle.
- Sie bilden gefärbte Gase (Fluor ist blassgelb, Chlor grün, Brom bildet dunkelbraune und Iod violette Dämpfe).
- Sie sind giftig (außer Iod)
- Sie bilden Moleküle, die aus 2 Atomen bestehen (F_2, Cl_2, Br_2, I_2)

[1] „hals" (griech.) = „Salz", „gennan" (griech.) = „erzeugen"; „Halogen" = „Salzbildner"
[2] „fluere" (lat.) = „fließen"
[3] „chloros" (griech.) = „gelbgrün"
[4] „bromos" (griech.) = „Gestank"
[5] „iodos" (griech.) = „veilchenblau"

Fluor	gelbes Gas
Chlor	grünes Gas
Brom	rot-braune Flüssigkeit
Iod	graue Kristalle

Dichte nimmt zu — Schmelzpunkt nimmt zu — Siedepunkt nimmt zu

Tabelle 42.1



Experiment

Drei Standzylinder sind mit Chlor, Brom- bzw. Ioddampf gefüllt.

Gibt man heiße Eisenwolle in die Zylinder, so reagiert das Metall unter Feuererscheinung mit den Halogenen. Die Intensität der Reaktion ist beim Chlor am größten, beim Iod am kleinsten.

Schale	Fluor	Chlor	Brom
K	2	2	2
L	7	8	8
M		7	18
N			7

Tabelle 42.2

Chemische Eigenschaften *(chemical properties)*

Halogene besitzen sieben Valenzelektronen. Durch Aufnahme eines Elektrons erreichen sie die Edelgaskonfiguration. Halogene gehören daher zu den reaktionsfähigsten Elementen und kommen nicht elementar vor.

- Halogene reagieren mit Metallen (z. B. Eisenwolle):

Fluor	heftige Feuererscheinung ohne Erhitzen
Chlor	heiße Eisenwolle leuchtet hell
Brom	heiße Eisenwolle leuchtet (weniger) hell
Iod	heiße Eisenwolle leuchtet schwach

Reaktivität nimmt ab

Tabelle 42.3

- Halogene reagieren mit Wasserstoff zu Halogenwasserstoffen: z. B. $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ HCl$

Fluor	Fluorwasserstoff – HF
Chlor	Chlorwasserstoff – HCl
Brom	Bromwasserstoff – HBr
Iod	Iodwasserstoff – HI

Tabelle 42.4

Übungen



Mache folgende Übungen und du kannst die Eigenschaften der Halogene verstehen:

Ü 3.17 *The elements in group 17 have similar properties. Why?*

Ü 3.18 Warum kommen die Halogene in der Natur nicht in Form freier Elemente, sondern nur gebunden in Form von Salzen vor?

Ü 3.19 Das letzte Element in der Gruppe der Halogene ist Astat. Wird das Element

a) gasförmig, flüssig oder fest sein?

b) farblose oder gefärbte Dämpfe bilden?

c) ungefährlich oder gefährlich sein?

Ü 3.20 Der Siedepunkt von Chlor beträgt -35 °C, der von Brom 59 °C. Wird der Siedepunkt von Iod daher -188 °C oder 184 °C sein?



4 Reaktionen

In diesem Kapitel geht es um

- **Masse und Menge – das Mol**
- **chemische Berechnungen (Stöchiometrie)**
- **die Geschwindigkeit von chemischen Reaktionen**
- **chemisches Gleichgewicht**
- **Energie bei chemischen Reaktionen**
- **Triebkraft für chemische Reaktionen**
- **Gleichgewicht und Wirtschaftlichkeit**

Merk & Würdig

Bei einer chemischen Reaktion ist die Summe der Massen der Ausgangsstoffe gleich der Summe der Massen der Endprodukte.

Merk & Würdig

Ein **Mol** ist die Einheit der Stoffmenge n.

[n] = mol

Ein Mol eines Stoffes enthält $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Teilchen (Loschmidt'sche Zahl, Avogadro'sche Zahl).

0,06	= 6 ·	0,01	$= 6 \cdot 10^{-2}$
0,6	= 6 ·	0,1	$= 6 \cdot 10^{-1}$
6	= 6 ·	1	$= 6 \cdot 10^{0}$
60	= 6 ·	10	$= 6 \cdot 10^{1}$
600	= 6 ·	100	$= 6 \cdot 10^{2}$
6000	= 6 ·	1000	$= 6 \cdot 10^{3}$
usw.			

4.1 Masse und Menge – das Mol

(mass and amount of substance – the mole)

Bei einer chemischen Reaktion werden die Atome der Reaktionspartner umgruppiert. Dabei bleiben Anzahl und Art der Atome in den Ausgangsstoffen und Endprodukten gleich. Bei einer chemischen Reaktion ist daher die Summe der Massen der Ausgangsstoffe gleich der Summe der Massen der Endprodukte.

z. B.:

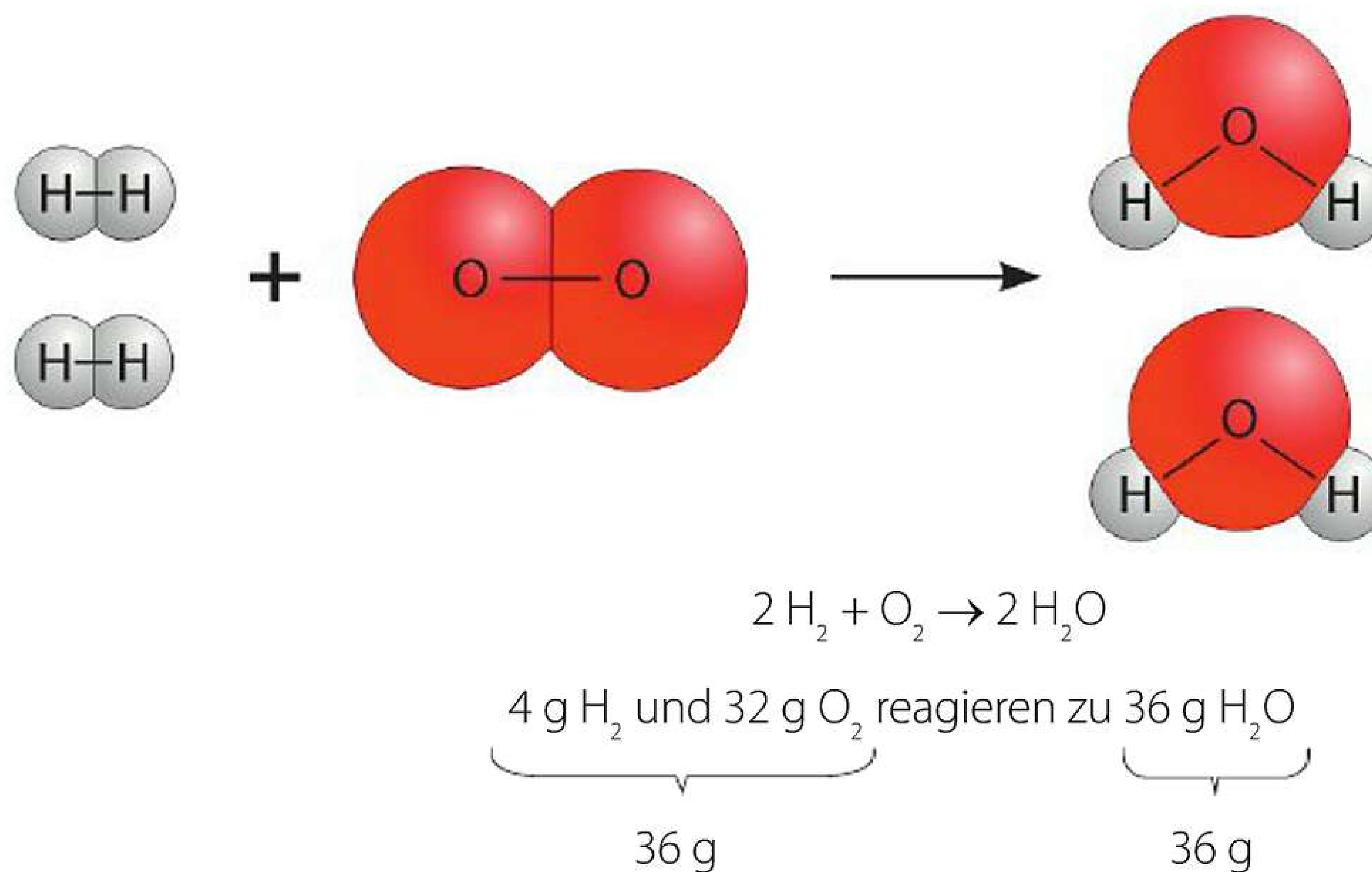


Abb. 44.1

Masse und Menge – Kilogramm und Mol

Im Alltag verwendet man Gramm oder Kilogramm, also Masseneinheiten. Für den Chemiker ist die Anzahl der reagierenden Teilchen von größerem Interesse. Aus diesem Grund verwendet man in der Chemie statt der **Masse** die **Stoffmenge**. Als Einheit hat man das **Mol** (Einheitenzeichen „mol") gewählt. Jedes Mol eines Stoffes hat immer dieselbe Anzahl von Teilchen (z. B. Atome in einem Mol Schwefel, Moleküle in einem Mol Wasser).



Abb. 44.2 *AMADEO AVOGADRO*

Was ist ein Mol?

Jedes Mol eines Stoffes enthält immer **$6{,}022 \cdot 10^{23}$ Teilchen**[1]. Anders dargestellt sieht die Zahl so aus:

602 200 000 000 000 000 000 000

Man nennt diese Zahl nach ihren Entdeckern auch **Loschmidt'sche**[2] Zahl oder **Avogadro'sche**[3] Zahl. Ihre Größe wird am anschaulichsten durch Vergleiche.

- Würde man ein Mol Zucker (= 342 g Zucker) in allen Weltmeeren gleichmäßig verteilen, so wären in jedem Liter Meerwasser immer noch 440 Zuckermoleküle enthalten!
- Die Erdoberfläche beträgt ungefähr $5{,}1 \cdot 10^{8}$ Quadratkilometer. Würde man die in einem Mol Wasser (= 18 g Wasser) enthaltenen Moleküle gleichmäßig über die Erdoberfläche verteilen, entfielen auf jeden Quadratmillimeter immer noch 1 200 Moleküle!
- In einem Kubikzentimeter Wasser (= 1/18 Mol) sind ungefähr $3 \cdot 10^{22}$ Moleküle enthalten. Ein Jahr hat ungefähr $3 \cdot 10^{7}$ Sekunden. Um diese Moleküle zu zählen (ein Molekül je Sekunde), würde man also etwa 10^{15} Jahre brauchen!

[1] Der genaue Wert liegt bei $6{,}02214129 \cdot 10^{23}$
[2] JOSEF LOSCHMIDT (1821 – 1895), Volks- und Realschullehrer, dann Professor für Physik in Wien
[3] AMADEO AVOGADRO (1776 – 1856), italienischer Physiker und Chemiker

Die relative Formelmasse

Addiert man alle **relativen Atommassen** (siehe Seite 28 f.) einer Formeleinheit, so erhält man die **relative Formelmasse** der Substanz. Die relativen Atommassen der Elemente findest du im Periodensystem auf Seite 171.

Beispiel 4.1

Schwefelsäure H_2SO_4

H = 1 u S = 32 u O = 16 u

2 · 1 u + 1 · 32 u + 4 · 16 u = 98 u

Die relative Formelmasse von Schwefelsäure beträgt daher **98 u**.

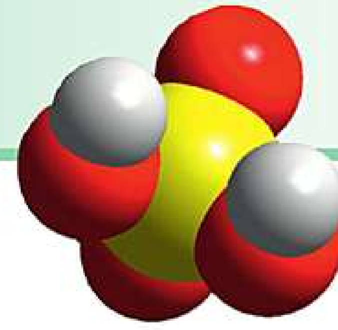


Abb. 45.1

Die molare Masse

In der Praxis verwendet der Chemiker die Masse von einem Mol, die **„molare Masse“**. Dies ist vor allem deshalb praktisch, weil die relative Formelmasse einer Substanz und ihre molare Masse gleiche Zahlenwerte besitzen.

Substanz	rel. Masse	molare Masse	Teilchen
Schwefelsäure – H_2SO_4	98 u	98 g/mol	$6{,}022 \cdot 10^{23}$
Chlorwasserstoff – HCl	36,5 u	36,5 g/mol	$6{,}022 \cdot 10^{23}$
Natrium – Na	23 u	23 g/mol	$6{,}022 \cdot 10^{23}$
Iod – I_2	254 u	254 g/mol	$6{,}022 \cdot 10^{23}$

Tabelle 45.1

Merk & Würdig

Die Zahlenwerte von relativer Masse (u) und molarer Masse (g/mol) sind gleich.

Merk & Würdig

Molzahl n (mol) =

$$\frac{\text{Masse (g)}}{\text{molare Masse (g/mol)}}$$

Beispiel 4.2

Wie viel mol sind 196 g Schwefelsäure?

$$n = \frac{196\text{ g}}{98\text{ g/mol}} = \mathbf{2\ mol}$$

Wie viel mol sind 10,35 g Natrium?

$$n = \frac{10{,}35\text{ g}}{23\text{ g/mol}} = \mathbf{0{,}45\ mol}$$

Übungen

In folgenden Übungen überprüfst du, ob du Massen- und Mengenumsatz von chemischen Reaktionen darstellen kannst:

Ü 4.1 Wie viel Gramm Ammoniumchlorid – NH_4Cl wird man bei der Reaktion von 17 g Ammoniak – NH_3 mit 36,5 g Chlorwasserstoff – HCl erhalten?

Verwende für folgende Übungen die relativen Atommassen aus dem Periodensystem am Ende des Buches (runde die Werte auf Zehntel).

Ü 4.2 Bestimme die Formelmassen folgender Substanzen und gib jeweils die molare Masse an:
Salpetersäure – HNO_3, Natronlauge – NaOH, Kohlenstoffdioxid – CO_2, Calciumchlorid – $CaCl_2$, Kupferhydroxid – $Cu(OH)_2$, Eisensulfat – $Fe_2(SO_4)_3$, Calciumphosphat – $Ca_3(PO_4)_2$

Übungen

Ü 4.3 Wie viel Gramm sind folgende Stoffmengen?
2 mol Salpetersäure – HNO_3, 3,5 mol Schwefelsäure – H_2SO_4, 0,2 mol Kaliumpermanganat – $KMnO_4$, 0,01 mol Chlorwasserstoff – HCl

Ü 4.4 Wie viel mol sind jeweils 100 g folgender Substanzen?
Wasser – H_2O, Natriumchlorid – NaCl, Eisen – Fe; Sauerstoff – O_2, Schwefel – S, Kaliumpermanganat – $KMnO_4$, Kupfersulfid – CuS, Calciumcarbonat – $CaCO_3$

Ü 4.5 *How many molecules are there in 4 g of hydrogen?*

Beispiele für …

Konzentrationsangaben

Käse mit der Angabe „24 % Fett" enthält 24 g Fett pro 100 g **(Gewichtsprozent)**.

In einem Wein mit der Bezeichnung „12 % Vol." sind 120 ml Alkohol pro Liter enthalten **(Volumprozent)**.

Salzsäure 1 mol/L geeignet für die biopharmazeutische Produktion EMPROVE ® bio
Salzsäure 2 mol/L geeignet für die biopharmazeutische Produktion EMPROVE ® bio
Salzsäure 5 mol/L geeignet für die biopharmazeutische Produktion EMPROVE ® bio
Salzsäure 25% geeignet für die Verwendung als Excipient EMPROVE® exp Ph Helv
Salzsäure 25% zur Analyse EMSURE®
Salzsäure 30% Suprapur®
Salzsäure 30% Ultrapur

Abb. 46.1 *Ausschnitt aus dem Produktangebot der Firma Merck*

4.2 Chemische Berechnungen (Stöchiometrie[1])

(chemical calculations – stoichiometry)

Berechnung von Konzentrationen *(how to calculate concentration)*

Neben den im täglichen Leben üblichen Konzentrationsangaben **Gewichtprozent** (%) und **Volumprozent** (% Vol.) wird in der Chemie auch häufig die Einheit **„mol pro Liter"** verwendet. So bedeutet beispielsweise die Aufschrift „Salzsäure 1-molar" auf einer Chemikalienflasche, dass die Salzsäure eine Konzentration von 1 mol Chlorwasserstoff pro Liter Lösung (d. h. 36,5 g/l) besitzt.

Im Folgenden soll die Konzentration eines Stoffes durch eckige Klammern symbolisiert werden. Z. B.:
[KCl] = 3 mol/l bedeutet: die Konzentration der Kaliumchlorid-Lösung ist 3-molar.

In der chemischen Praxis muss man Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen kennen. Damit kann man z. B. die Masse der Endprodukte und der Ausgangsstoffe einer Reaktion berechnen. Dabei hat die Verwendung der Molzahlen entscheidende Vorteile.

Beispiel 4.3

Wie viel g KCl braucht man für 50 ml einer 3-molaren Lösung?

1. Schritt Bestimmung der relativen Massen (gerundet):
K = 39,1 u, Cl = 35,5 u; KCl = 74,6 u
d. h. 1 Mol KCl hat eine Masse von 74,6 g

2. Schritt Berechnung:
1 Liter 1-molare Lösung enthält 74,6 g
1 Liter 3-molare Lösung enthält 223,8 g

50 ml 3-molare Lösung enthält $\frac{223{,}8}{20} = 11{,}19$ g

Für 50 ml einer 3-molaren Kaliumchlorid-Lösung muss man daher **11,19 g KCl** in Wasser auflösen.

[1] „stoicheon" (griech.) = „Grundstoff", „metrein" (griech.) = „messen". Stöchiometrie ist das Teilgebiet der Chemie, das sich mit chemischen Berechnungen beschäftigt.

Zusammensetzung chemischer Verbindungen
(composition of chemical compounds)


Abb. 47.1 *Eisenerz (Roteisenstein)*

Beispiel 4.4

Wie viel Gramm Eisen sind in 100 g Eisenoxid (Fe_2O_3) enthalten?

1. Schritt Bestimmung der relativen Massen (gerundet):
$Fe = 56\ u$, $O = 16\ u$, $Fe_2O_3 = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160\ u$
d. h. 160 g Fe_2O_3 bestehen aus 112 g Fe und 48 g O

2. Schritt Berechnung:
$160\ g\ Fe_2O_3 \rightarrow 112\ g\ Fe$

$$100\ g\ Fe_2O_3 \rightarrow \frac{112 \cdot 100}{160} = 70\ g\ Fe$$

100 g Eisenoxid Fe_2O_3 enthalten 70 g Eisen.


Abb. 47.2 *$CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$*

Beispiel 4.5

Berechne die prozentuelle Zusammensetzung von Kupfersulfat $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$. (Im Kristallgitter von Kupfersulfat ist Wasser eingelagert. Man nennt es **Kristallwasser**).

1. Schritt Bestimmung der relativen Massen (gerundet):
$Cu = 63{,}5\ u$; $S = 32\ u$; $O = 16\ u$; $H = 1u$
1 Mol $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ besitzt daher eine relative Masse von 249,5 u.
249,5 g $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ enthalten 63,5 g Cu, 32 g S, 144 g O und 10 g H.

2. Schritt Berechnung:
z. B. Kupfer: $\frac{63{,}5}{249{,}5} \cdot 100 =$ **25,45 %**

249,5 $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O \rightarrow$ 63,5 g Cu = **25,45 % Kupfer**
249,5 $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O \rightarrow$ 32 g S = **12,83 % Schwefel**
249,5 $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O \rightarrow$ 144 g O = **57,72 % Sauerstoff**
249,5 $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O \rightarrow$ 10 g H = **4,00 % Wasserstoff**

Berechnungen chemischer Reaktionen

(how to calculate chemical reactions)

Beispiel 4.6

Wie viel mol bzw. Gramm Wasserstoff benötigt man für die Reaktion mit 64 g Sauerstoff? Wie viel mol bzw. Gramm Wasser entstehen bei dieser Reaktion?

1. Schritt Aufstellen der Reaktionsgleichung



$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$

2. Schritt Einsetzen der Molzahlen bzw. Gramm



$2\ \text{mol}\ H_2 + 1\ \text{mol}\ O_2 \rightarrow 2\ \text{mol}\ H_2O$

bzw.



$4\ \text{g}\ H_2 + 32\ \text{g}\ O_2 \rightarrow 36\ \text{g}\ H_2O$

3. Schritt Berechnung

$$64\ \text{g}\ O_2 = \frac{64}{32} = 2\ \text{mol}\ O_2$$

daher:



$4\ \text{mol}\ H_2 + 2\ \text{mol}\ O_2 \rightarrow 4\ \text{mol}\ H_2O$

bzw.



$8\ \text{g}\ H_2 + 64\ \text{g}\ O_2 \rightarrow 72\ \text{g}\ H_2O$

Für die Reaktion von 64 g Sauerstoff benötigt man also 8 g bzw. 4 mol Wasserstoff.
Dabei entstehen 72 g bzw. 4 mol Wasser.



Abb. 48.1 *Die Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff liefert die zum Fahren notwendige Energie.*

Übungen

Wenn du folgende Übungen machst, kannst du den Massen- und Mengenumsatz bei chemischen Reaktionen darstellen. Außerdem zeigst du, dass du die erlernten Arbeitsmethoden der Chemie anwenden kannst.

Verwende für folgende Übungen die relativen Atommassen aus dem Periodensystem am Ende des Buches (runde die Werte auf Zehntel).

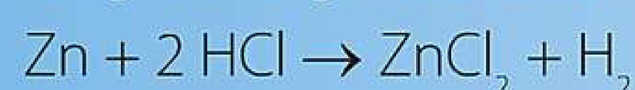
Ü 4.6 Welche der beiden Eisenverbindungen $FeCO_3$ oder FeS hat einen höheren Eisengehalt (in %)?

Ü 4.7 Eisenerz besteht zu 65 % aus Fe_2O_3 (die restlichen 35 % sind taubes Gestein). Wie viel Kilogramm Eisen kann man aus einer Tonne Erz gewinnen?

Ü 4.8 Wie viel Gramm NaCl braucht man zur Herstellung von einem Liter einer 2-molaren Lösung?

Ü 4.9 Wie viel Gramm Schwefelsäure sind in 100 ml einer 0,1-molaren Lösung enthalten?

Ü 4.10 Bei der Reaktion von Zink mit Salzsäure entsteht Wasserstoff. Wie viel Gramm (mol) Zink braucht man für die Herstellung von 5 g Wasserstoff?



$Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Ü 4.11 Traubenzucker wird im Körper nach folgender Reaktionsgleichung abgebaut:



$C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$

Du isst 30 g Traubenzucker. Berechne:

a) Wie viel Gramm bzw. mol Sauerstoff benötigt dein Körper für die vollständige „Verbrennung" des Zuckers?

b) Wie viel Gramm bzw. mol Kohlenstoffdioxid und Wasser entstehen dabei?

Ü 4.12 Salzsäure und Natronlauge reagieren miteinander nach folgender Gleichung:



$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

In einem Kolben befinden sich 20 ml einer 0,1-molaren Salzsäure. Wie viel Milliliter einer 0,2-molaren Natronlauge braucht man für die Reaktion?

Ü 4.13 Die Gewinnung von Roheisen im Hochofenprozess wird durch folgende Reaktionsgleichung beschrieben:



$Fe_2O_3 + 3\ C \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO$

Berechne, wie viel Tonnen Kohlenstoff (Koks) und Eisenoxid für die Erzeugung von 1 Tonne Roheisen benötigt wird.

Ü 4.14 *Calculate the percentage of calcium, carbon and oxygen in $CaCO_3$.*

4.3 Geschwindigkeit von chemischen Reaktionen

(speed of chemical reactions)

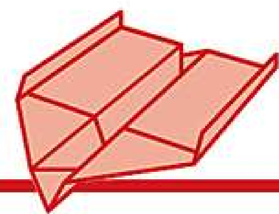


Abb. 49.1 *Cango Caves (Südafrika)*

Was versteht man unter Reaktionsgeschwindigkeit?

(what is reaction rate?)

Wenn sich ein Teilchen einer Substanz mit dem einer anderen Substanz vereinigt, spricht man von einer chemischen Reaktion. Damit man von der Reaktion etwas bemerkt, müssen aber erst einige hundert Milliarden Teilchen auf diese Art miteinander reagieren. Dies kann bei manchen Reaktionen, wie z. B. bei Explosionen, sehr schnell gehen, bei anderen wiederum sehr langsam (z. B. die Bildung von Stalaktiten und Stalagmiten in einer Tropfsteinhöhle, siehe **Abb. 49.1**).





Dieses Experiment kannst du mithilfe deines Lehrers/deiner Lehrerin selber durchführen:

Gib in einen Rundkolben 50 ml 1-molare Salzsäure und 0,06 g gereinigtes Magnesium. Den bei dieser Reaktion gebildeten Wasserstoff fängst du mit einer Gasspritze auf.

$Mg + 2\,HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$

Miss die entstandene Menge an Wasserstoff zu unterschiedlichen Zeiten und notiere die Ergebnisse.

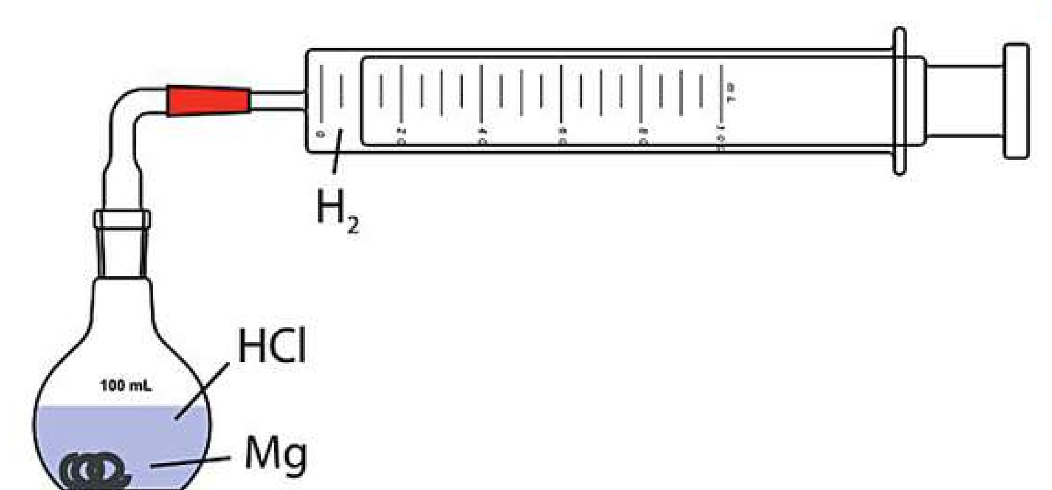


Abb. 49.2

In einem ähnlichen Experiment erhielt man folgendes Ergebnis:

Zeit/min	0	1	2	3	4	5	6
H_2 (cm^3)	0	14	25	33	38	40	40

Tabelle 49.1

Merk & Würdig

Die **Reaktionsgeschwindigkeit** ist die Zunahme der Konzentration der Endprodukte bzw. Abnahme der Konzentration der Ausgangsstoffe pro Zeiteinheit.

In der ersten Minute wurden 14 cm^3 Wasserstoff, in der zweiten 11 cm^3 (25 – 14) und in der dritten Minute nur mehr 8 cm^3 (33 – 25) gebildet.

Die Änderung der Konzentration pro Zeiteinheit nennt man **Reaktionsgeschwindigkeit**. Das heißt Zunahme der Konzentration der Endprodukte bzw. Abnahme der Konzentration der Ausgangsstoffe pro Zeiteinheit.

Je geringer die Konzentration der Ausgangsstoffe wird, umso weniger oft werden die einzelnen Teilchen zusammenstoßen. Umso langsamer wird daher die Reaktion verlaufen. Am Anfang der Reaktion ist daher die Reaktionsgeschwindigkeit hoch und nimmt immer weiter ab.

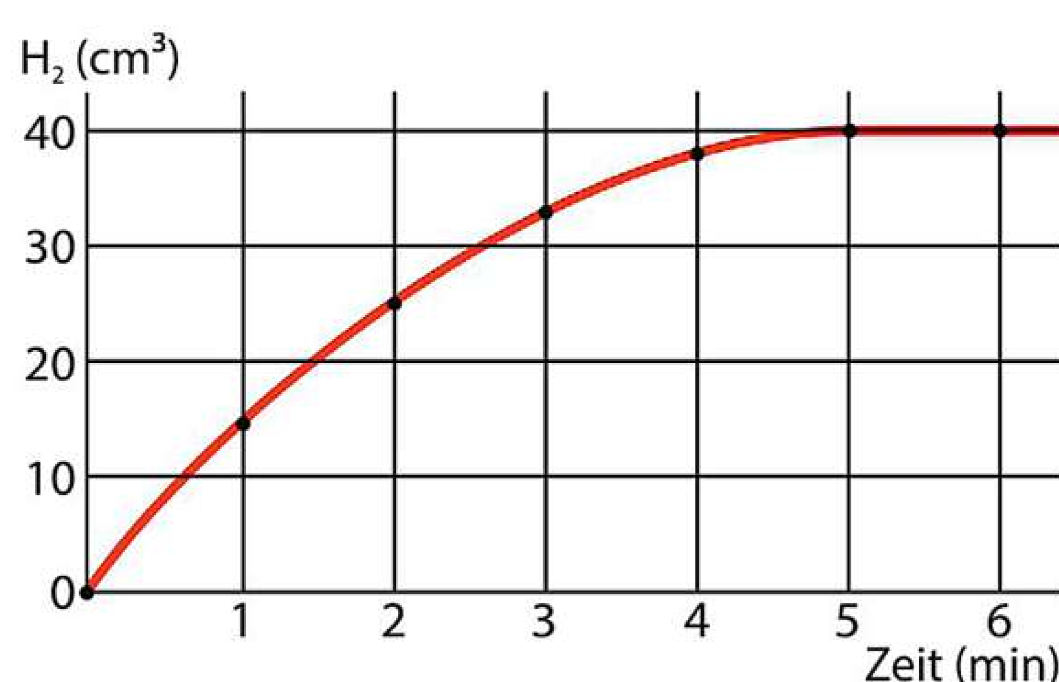
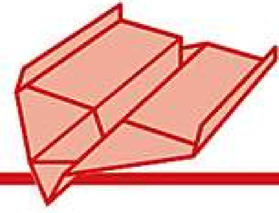


Abb. 49.3 *Zunahme von Wasserstoff bei der Reaktion von Salzsäure mit Magnesium*

Einfluss der Konzentration auf die Reaktionsgeschwindigkeit

(influence of concentration on reaction rate)



Experiment

Man wiederholt das obere Experiment mit den gleichen Mengen an Magnesium und Salzsäure, die aber diesmal doppelt so konzentriert (2-molar) ist. Wieder wird die Menge an gebildetem Wasserstoff gemessen.

Die nebenstehende Abbildung zeigt das Ergebnis.

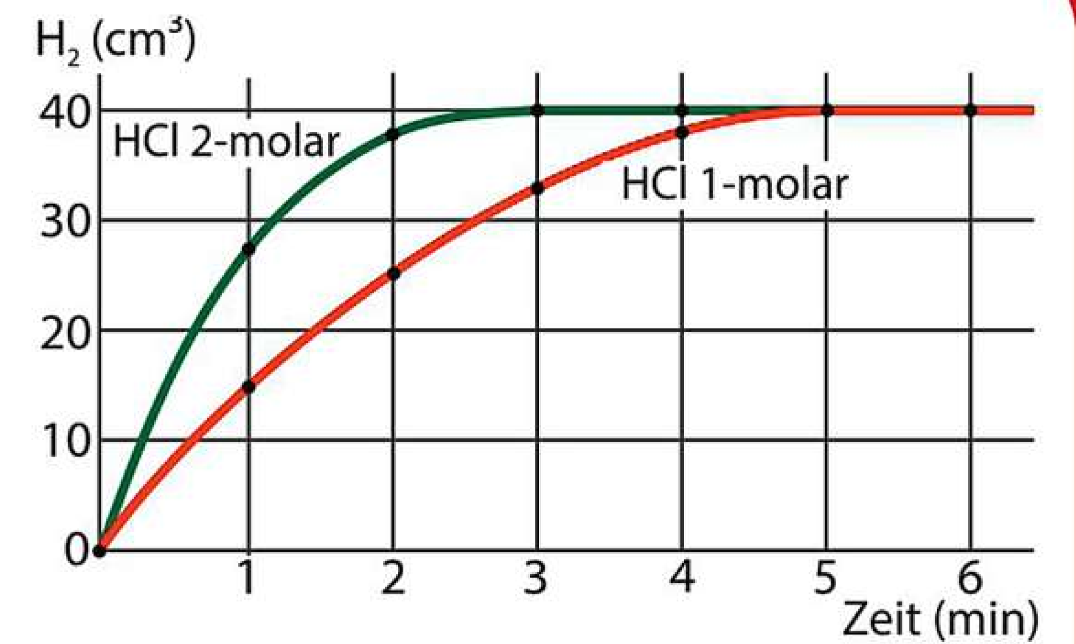
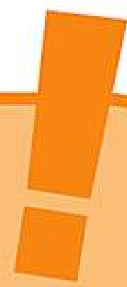


Abb. 50.1

Merk & Würdig

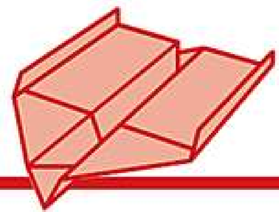


Eine chemische Reaktion verläuft schneller, wenn die Konzentration eines Reaktionspartners erhöht wird.

In beiden Experimenten wurden jeweils 40 ml Wasserstoff gebildet. Beim ersten dauerte dies 5 Minuten, beim zweiten nur etwa 2,5 Minuten. Durchschnittlich wurden daher im ersten Experiment 40/5 = **8 cm³ H_2 pro Minute** gebildet. Im zweiten Experiment entstanden 40/2,5 = **16 cm³ H_2 pro Minute**. Die Reaktionsgeschwindigkeit hat sich also verdoppelt.

Einfluss der Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit

(influence of temperature on reaction rate)



Experiment

Bei der Reaktion von verdünnter Salzsäure mit Natriumthiosulfatlösung (2 g $Na_2S_2O_3 \cdot 5\ H_2O$ in 100 ml Wasser) scheidet sich in der Lösung elementarer Schwefel ab. Dieser führt zu einer zunehmenden Trübung der Lösung.

Ein Filterpapier wird mit Bleistift beschriftet. Darauf stellt man das Becherglas mit der Natriumthiosulfat-Lösung und gibt rasch wenige Milliliter 0,1-molare Salzsäure zu. Man misst die Zeit, bis die Schrift nicht mehr sichtbar ist.

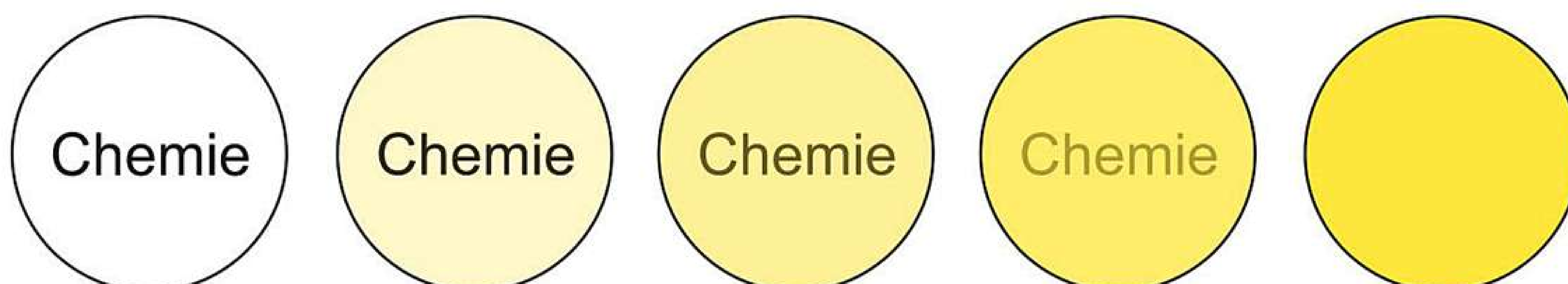


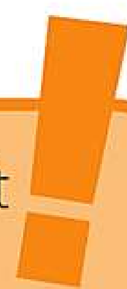
Abb. 50.2

Dieser Versuch wird mehrere Male wiederholt, wobei nur die Temperatur der Lösungen verändert wird.

Temperatur/°C	20	40	60
Zeit (Sekunden)	180	45	10

Tabelle 50.1

Merk & Würdig



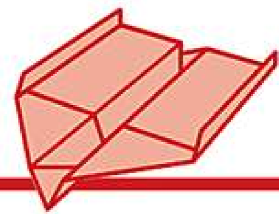
Eine chemische Reaktion verläuft schneller, wenn die Temperatur erhöht wird.

Da die einzelnen Teilchen bei höherer Temperatur auch eine höhere Bewegungsenergie besitzen, stoßen sie auch öfter zusammen. Daher steigt die Reaktionsgeschwindigkeit.

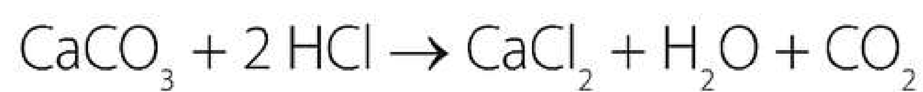
Einfluss der Oberfläche auf die Reaktionsgeschwindigkeit

(influence of surface area on reaction rate)

Experiment



Bei der Reaktion von Marmor (Calciumcarbonat) mit Salzsäure entsteht Kohlenstoffdioxid, das entweicht.



$CaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

Stellt man die Apparatur auf eine Waage, kann man den Gewichtsverlust pro Zeit und damit die Reaktionsgeschwindigkeit messen. Man führt das Experiment zweimal mit jeweils derselben Menge an Salzsäure (ca. 1-molar, 100 ml) und Marmor (ca. 5 g) durch. Im ersten Versuch verwendet man ein größeres Stück Marmor, im zweiten mehrere kleine Stücke.

Je größer die Oberfläche des Marmors ist, umso mehr Teilchen können pro Zeiteinheit von der Salzsäure angegriffen werden. Deshalb steigt die Reaktionsgeschwindigkeit.

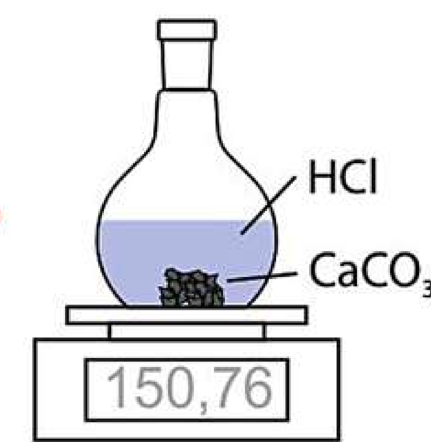


Abb. 51.1

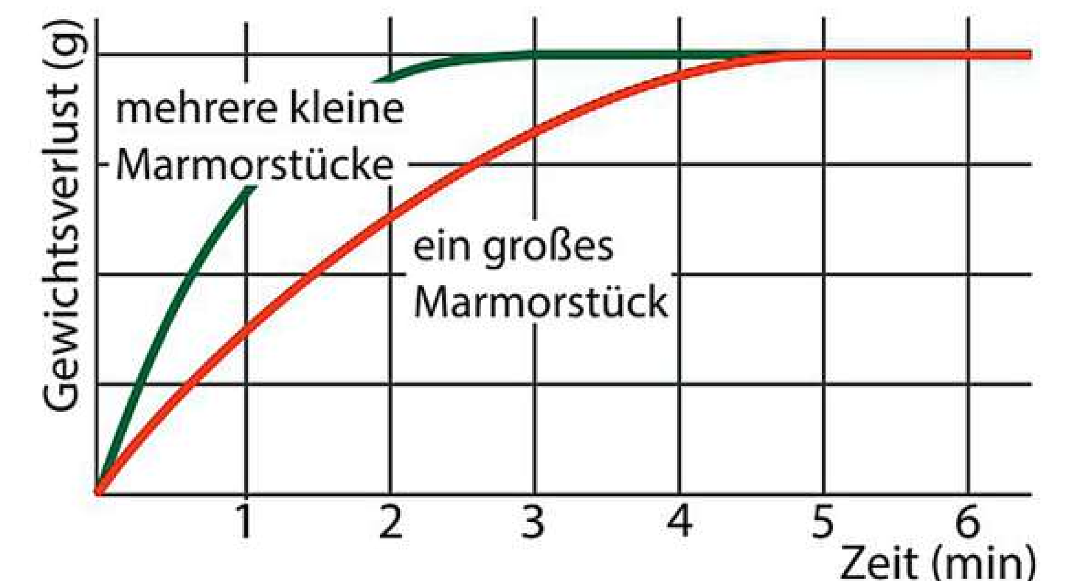


Abb. 51.2

Eine Reaktion läuft umso rascher ab, je größer die Oberfläche der beteiligten Substanzen ist. Bei sehr fein verteilten Stoffen mit einer sehr großen Oberfläche (z. B. Mehl, Kohlestaub, Trockenmilch) kann bereits ein Funke zu einer heftigen Explosion führen **(Staubexplosionen)**. Besonders gefährdet sind Kohlebergwerke oder Mühlen, bei denen mit staubförmigen Substanzen gearbeitet wird.

Merk & Würdig

Eine chemische Reaktion verläuft schneller, wenn die Oberfläche der Substanzen erhöht wird.

Thema & Gesellschaft

Löschversuche verschlimmerten den Brand

LEONDING. Als das Essen auf dem Herd einer Bewohnerin (…) in Brand geriet, versuchte die 60-Jährige das Feuer mit Mehl zu löschen. Dadurch wurde eine Staubexplosion ausgelöst. (…) Daraufhin versuchte das Ehepaar Wasser als Löschmittel einzusetzen. (…) Die Wohnung wurde schwer beschädigt. Das Ehepaar und die 19-jährige Tochter mussten ins Krankenhaus eingeliefert werden (…)

Auf gar keinen Fall soll man in brennendes Fett oder Wachs Wasser schütten. Dieses verdampft schlagartig und reißt brennende Fetttröpfchen in die Luft (…)

OÖN, 8.6.2012

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du lernen, Reaktionsabläufe in der Fachsprache zu begründen. Außerdem zeigst du, dass du eine naturwissenschaftliche Untersuchung planen kannst.

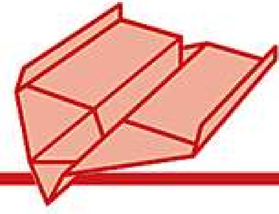
Ü 4.15 Erkläre, warum die Reaktionsgeschwindigkeit mit zunehmender Konzentration, Temperatur und Oberfläche zunimmt.

Ü 4.16 Holzstaub in einem Sägewerk kann gefährlich sein. Erkläre warum.

Ü 4.17 Entsprechend einer Laborvorschrift muss man 0,5 g Magnesium mit 100 ml verdünnter Salzsäure zur Reaktion bringen. Nenne zwei Möglichkeiten, wie man diese Reaktion beschleunigen könnte.

4.4 Chemisches Gleichgewicht *(equlibrium)*

Hin und zurück – umkehrbare Reaktionen *(reversible reactions)*



Experiment

1. Schritt Erhitzt man blaue Kristalle von Kupfersulfat-Pentahydrat, so werden sie weiß. Der Grund dafür ist das im Kristallgitter von Kupfersulfat eingelagerte Kristallwasser. Kupfersulfat mit Kristallwasser ist blau, das ohne Kristallwasser weiß.



$$CuSO_4 \cdot 5\,H_2O \xrightarrow{\text{erhitzen}} CuSO_4 + 5\,H_2O$$

blau → weiß

2. Schritt Tropft man Wasser auf das erhitzte, weiße Kupfersulfat, so färben sich die Kristalle wieder blau.



$$CuSO_4 \cdot 5\,H_2O \xleftarrow{\text{+ Wasser}} CuSO_4 + 5\,H_2O$$

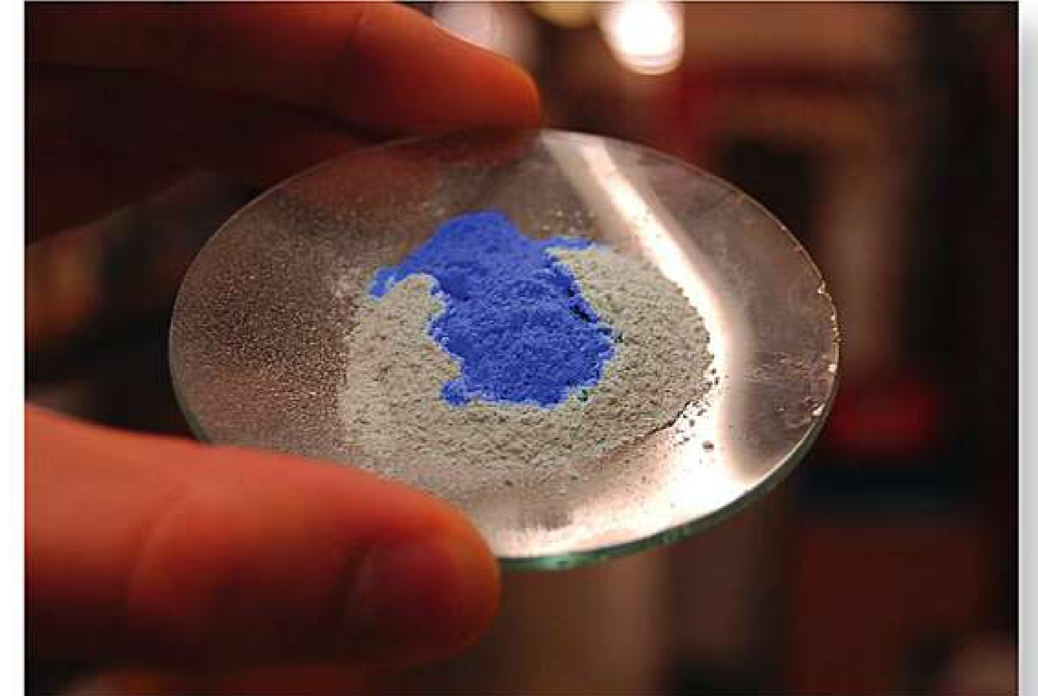
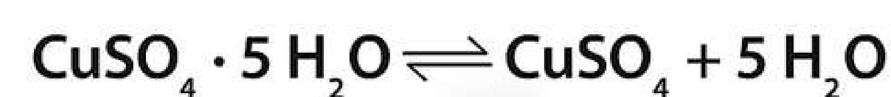


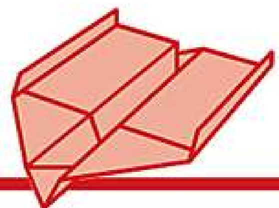
Abb. 52.1 *Kupfersulfat ohne bzw. mit Kristallwasser*

Die Reaktion ist also umkehrbar, **reversibel**. Viele chemische Reaktionen sind umkehrbar. Um dies darzustellen, verwendet man in der Reaktionsgleichung einen Doppelpfeil zwischen Ausgangsstoffen und Endprodukten:



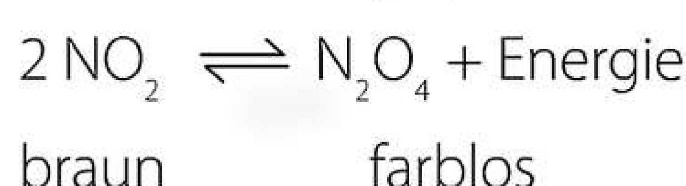
$$CuSO_4 \cdot 5\,H_2O \rightleftharpoons CuSO_4 + 5\,H_2O$$

Dabei nennt man die Reaktion der Ausgangsstoffe zu den Endprodukten **„Hinreaktion"**, die Reaktion der Endprodukte zu den Ausgangsstoffen **„Rückreaktion"**.



Experiment

Ein weiteres Beispiel für eine reversible Reaktion ist die Dimerisierung von braunem Stickstoffdioxid – NO_2 zu farblosem Distickstofftetroxid – N_2O_4:



$$2\,NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4 + \text{Energie}$$

braun — farblos

Achtung! Versuch im Abzug durchführen!

1. Schritt In einem kleinen Becherglas werden einige Kupferspäne mit einigen Millilitern konzentrierter Salpetersäure übergossen. Es bildet sich braunes Stickstoffdioxid. Mithilfe einer Gasspritze werden nun zwei trockene Reagenzgläser mit Stickstoffdioxid gefüllt und sofort verschlossen. Ein Reagenzglas dient für die weiteren Versuche, das andere dient zum Farbvergleich.

2. Schritt Eines der Reagenzgläser wird in ein Becherglas mit Eiswasser gestellt. Die dunkelbraune Farbe wird heller bzw. verschwindet ganz. Stickstoffdioxid wurde in Distickstofftetroxid umgewandelt.

3. Schritt Das Reagenzglas wird aus dem Eisbad genommen und in ein Becherglas mit ca. 40 °C warmem Wasser gestellt. Das Gas wird braun. Distickstofftetroxid wurde wieder in Stickstoffdioxid umgewandelt.

Nach einer gewissen Zeit erreicht eine Reaktion einen Zustand, bei dem sich pro Zeiteinheit ebenso viele Moleküle des Endproduktes (der Endprodukte) bilden, wie umgekehrt wieder zerfallen. Obwohl die Reaktion immer noch abläuft, sieht man nach außen hin keine Veränderung. Die Reaktion befindet sich im **chemischen Gleichgewicht.**

Die Lage des Gleichgewichts ist davon abhängig, welcher Anteil der Ausgangsstoffe zu den Endprodukten umgewandelt wurde. Wenn z. B. alle Ausgangsstoffe zu den Endprodukten umgewandelt wurden, liegt das Gleichgewicht auf Seite der Endprodukte.

Bei bestimmten Bedingungen (z. B. Druck, Temperatur) wird sich immer derselbe Gleichgewichtszustand einstellen. Dies ist unabhängig davon, ob die Reaktion bei den Ausgangsstoffen oder beim Endprodukt beginnt.

Beispiele für …

Ein einfaches Modell für ein Gleichgewicht:

Die beiden Städte NORD und SÜD sind über eine Autobahn miteinander verbunden. In jeder der beiden Städte gibt es eine gewisse Anzahl von Autos. Gewöhnlich fahren pro Stunde gleich viele Autos von NORD nach SÜD (Hinreaktion) wie von SÜD nach NORD (Rückreaktion). Die Hinreaktion ist gleich groß wie die Rückreaktion. Die Anzahl der Autos in den Städten ändert sich daher nicht – es besteht ein Gleichgewichtszustand (siehe **Abb. 53.1**).

Mit Beginn der Ferien fahren viele Bewohner von NORD mit ihren Autos nach SÜD auf Urlaub. Die Hinreaktion ist jetzt deutlich größer als die Rückreaktion (siehe **Abb. 53.2**). Wenn alle Urlauber an ihrem Ziel angekommen sind, herrscht auf der Autobahn wieder normaler Verkehr. Hin- und Rückreaktion sind wieder gleich stark. In NORD sind jetzt weniger Autos, in SÜD mehr Autos als vor Ferienbeginn. Das Gleichgewicht wurde von NORD nach SÜD verschoben.

Am letzten Ferientag fahren wieder alle Urlauber nach Hause. Die Rückreaktion ist stärker als die Hinreaktion **(Abb. 53.3)**. Das Gleichgewicht wird von SÜD wieder nach NORD verschoben.



Abb. 53.1



Abb. 53.2



Abb. 53.3

Massenwirkungsgesetz *(law of mass action)*

Das Massenwirkungsgesetz ist die mathematische Beschreibung des chemischen Gleichgewichts. Dieses Gesetz wurde von **Guldberg**[1] und **Waage**[2] im Jahr 1867 aufgestellt. Es besagt: Im Gleichgewicht ist das Produkt der Konzentrationen aller Endprodukte dividiert durch das Produkt der Konzentrationen der Ausgangsstoffe immer konstant. Dabei ergibt sich immer ein konstanter Zahlenwert K.
Z. B.:

Für die Reaktion $aA + bB \rightarrow cC + dD$

lautet das Massenwirkungsgesetz $K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$

Die Konstante K ist die **Gleichgewichtskonstante** der Reaktion. Sie hat unter bestimmten Bedingungen (z. B. Druck, Temperatur) immer denselben Zahlenwert. Wird eine der Konzentrationen der beteiligten Stoffe verändert, so verstärkt sich die Hin- oder Rückreaktion, bis das ursprüngliche Verhältnis wieder erreicht ist.

Merk & Würdig

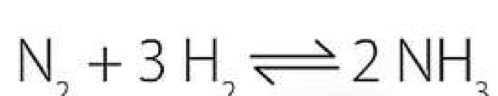
K > 1: Das Gleichgewicht liegt auf der Seite der Endprodukte.

K = 1: Die Konzentrationen von Ausgangsstoffen und Endprodukten sind gleich groß.

K < 1: Das Gleichgewicht liegt auf der Seite der Ausgangsstoffe.

Herstellung von Ammoniak *(production of ammonia)*

Eine wichtige reversible Reaktion der chemischen Industrie ist die Bildung von Ammoniak (siehe Seite 124). Im **Haber**[3]**-Bosch**[4]**-Verfahren** reagieren Stickstoff und Wasserstoff nach folgender Reaktionsgleichung zu Ammoniak:



$N_2 + 3\,H_2 \rightleftharpoons 2\,NH_3$

- Bei der **Hinreaktion** vereinigen sich Stickstoff- und Wasserstoff-Moleküle zu Ammoniak,
- bei der **Rückreaktion** zerfallen Ammoniak-Moleküle wieder in Stickstoff- und Wasserstoff-Moleküle.

Für das Haber-Bosch-Verfahren lautet das Massenwirkungsgesetz $K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$

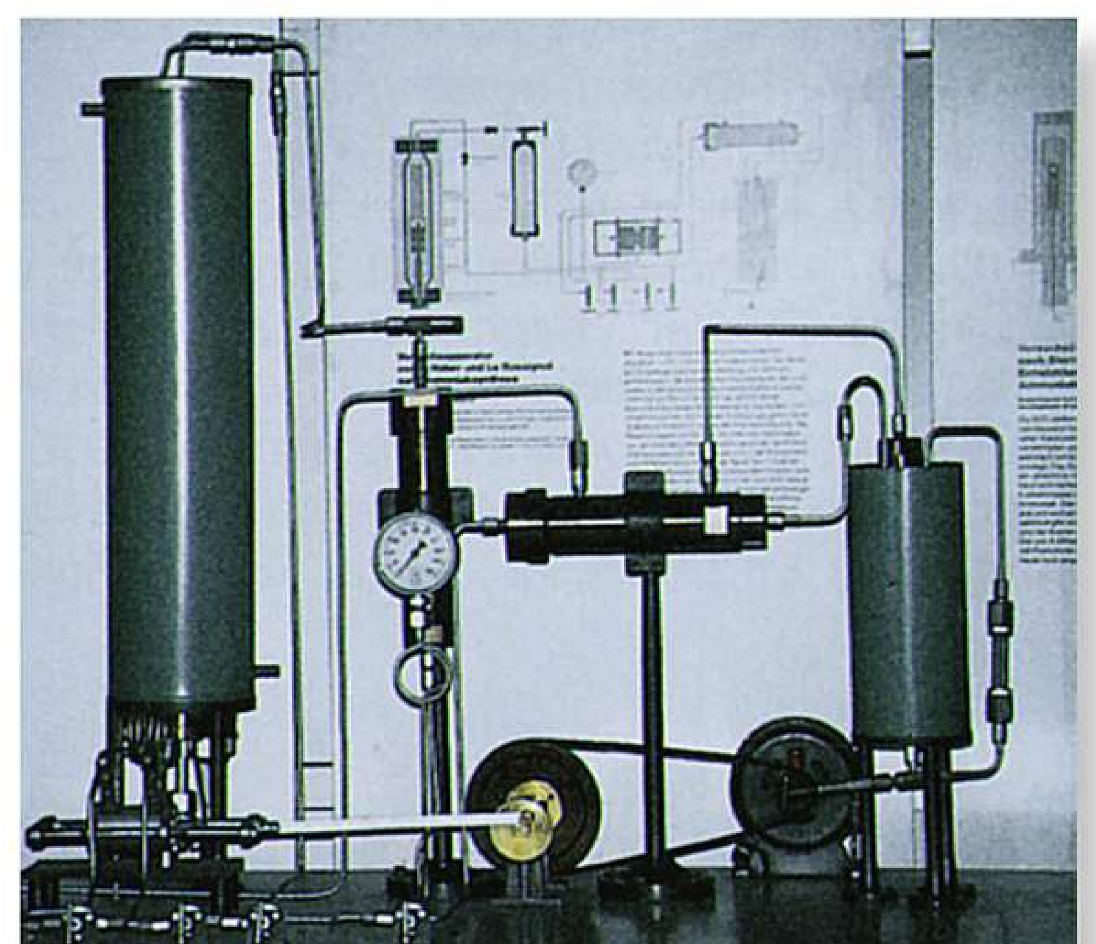


Abb. 53.4 *Orginalapparatur der Ammoniaksynthese von Fritz Haber (1908), Deutsches Museum München*

[1] CATO MAXIMILIAN GULDBERG (1836 – 1902), norwegischer Chemiker und Mathematiker.
[2] PETER WAAGE (1833 – 1900), norwegischer Naturforscher, Professor in Christiana.
[3] FRITZ HABER (1868 – 1934), Professor für Chemie in Karlsruhe. Für seine Entwicklung der Ammoniaksynthese erhielt er 1918 den Nobelpreis für Chemie.
[4] CARL ALEXANDER BOSCH (1874 – 1940), deutscher Chemiker. Sein Verdienst ist die großtechnische Ausgestaltung der von Haber entwickelten Ammoniaksynthese. 1931 erhielt er den Nobelpreis für Chemie.

Beispiel 4.7

In einem verschlossenen 2-Liter Kolben befinden sich 1,4 mol Ammoniak. Wird die Temperatur auf ca. 250 °C gebracht, zerfallen die Ammoniakmoleküle in Stickstoff und Wasserstoff. Nach einer gewissen Zeit stellt sich ein Gleichgewicht ein. Misst man jetzt die Konzentration von Ammoniak, findet man nur mehr 0,3 mol/Liter. Insgesamt sind daher im Kolben noch 0,6 mol Ammoniak vorhanden. D. h. 0,8 mol NH_3 wurden in N_2 und H_2 umgewandelt.

a) Berechne die Konzentrationen im Gleichgewicht:

	N_2	+ $3\,H_2$	$\rightleftharpoons$ $2\,NH_3$			
	N_2 (mol)	H_2 (mol)	NH_3 (mol)	N_2 (mol/l)	H_2 (mol/l)	NH_3 (mol/l)
Beginn der Reaktion	0	0	1,4	0	0	0,7
gebildet	0,4*	1,2*	0	0,2	0,6	0
verbraucht	0	0	0,8	0	0	0,4
im Gleichgewicht	0,4	1,2	0,6	0,2	0,6	0,3

Tabelle 54.1

* *Gemäß der Reaktionsgleichung entstehen aus 2 mol NH_3 1 mol N_2 und 3 mol H_2. Aus 0,8 mol NH_3 entstehen daher 0,4 mol N_2 und 1,2 mol H_2.*

b) Berechne die Gleichgewichtskonstante K:

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{0{,}3^2}{0{,}2 \cdot 0{,}6^3} = \mathbf{2{,}083}$$

c) Entnimmt man der Gasmischung im Kolben Ammoniak, so werden N_2 und H_2 wieder vermehrt zu NH_3 reagieren, damit K konstant bleibt. Berechne die Konzentrationen von N_2 und H_2, wenn die Konzentration von NH_3 im neuen Gleichgewicht 0,2 mol/l beträgt.

N_2 (mol/l)	H_2 (mol/l)	NH_3 (mol/l)
x*	3x*	0,2

Tabelle 54.2

* *Gemäß der Gleichung reagieren Wasserstoff und Stickstoff im Verhältnis 3 : 1.*

$$2{,}083 = \frac{0{,}2^2}{x \cdot (3x)^3} = \frac{0{,}04}{27 \cdot x^4} \rightarrow x^4 = \frac{0{,}04}{2{,}083 \cdot 27} \rightarrow x = \sqrt[4]{\frac{0{,}04}{2{,}083 \cdot 27}} = \mathbf{0{,}1633\ mol/l}$$

Die Konzentrationen im neu eingestellten Gleichgewicht sind 0,1633 mol/l Stickstoff und 0,4899 mol/l Wasserstoff.

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du Reaktionsabläufe systematisch begründen und den Massen- und Mengenumsatz bei Reaktionen darstellen.

Ü 4.18 Für die Bildung von Chlorwasserstoff aus den Elementen gilt folgende Reaktionsgleichung:



Bei 300 °C liegen im Gleichgewicht folgende Konzentrationen vor:

$[H_2] = 0{,}5$ mol/l, $[Cl_2] = 0{,}5$ mol/l, $[HCl] = 10$ mol/l

a) Stelle das Massenwirkungsgesetz auf.

b) Berechne die Gleichgewichtskonstante K.

c) Was kann man aus der Größe der Gleichgewichtskonstante schließen?

Ü 4.19 In ein Gefäß mit dem Volumen 1 Liter wird Iodwasserstoff gefüllt und auf 400 °C erhitzt. Im Gleichgewicht beträgt die Konzentration von Iodwasserstoff 0,5 mol/l. Die Gleichgewichtskonstante K ist 54,5. Berechne die Konzentrationen von Wasserstoff und Iod im Gleichgewicht.



Ü 4.20 Für die Reaktion $2\,NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ besitzt bei 25 °C die Gleichgewichtskonstante einen Wert von $K = 1{,}6 \cdot 10^{12}$. Was kann man daraus schließen? Wird das Gleichgewicht auf Seite des NO oder auf Seite des NO_2 liegen?

4.5 Energie bei chemischen Reaktionen

(energy in chemical reactions)

Enthalpie *(enthalpy)*

Jeder Stoff besitzt einen gewissen **„Wärmeinhalt"**, der als **„Enthalpie"** bezeichnet und durch den Buchstaben **H** symbolisiert wird.

Die Enthalpie eines Stoffes (also sein Wärmeinhalt, Energieinhalt) ist unter bestimmten Bedingungen (Temperatur, Druck) eine charakteristische Größe. So hat Wasser beispielsweise je nach Aggregatzustand eine unterschiedliche Enthalpie. Die jeweiligen Differenzen entsprechen den Energiemengen[1)], die zum Schmelzen, Erwärmen bzw. Verdampfen notwendig sind.

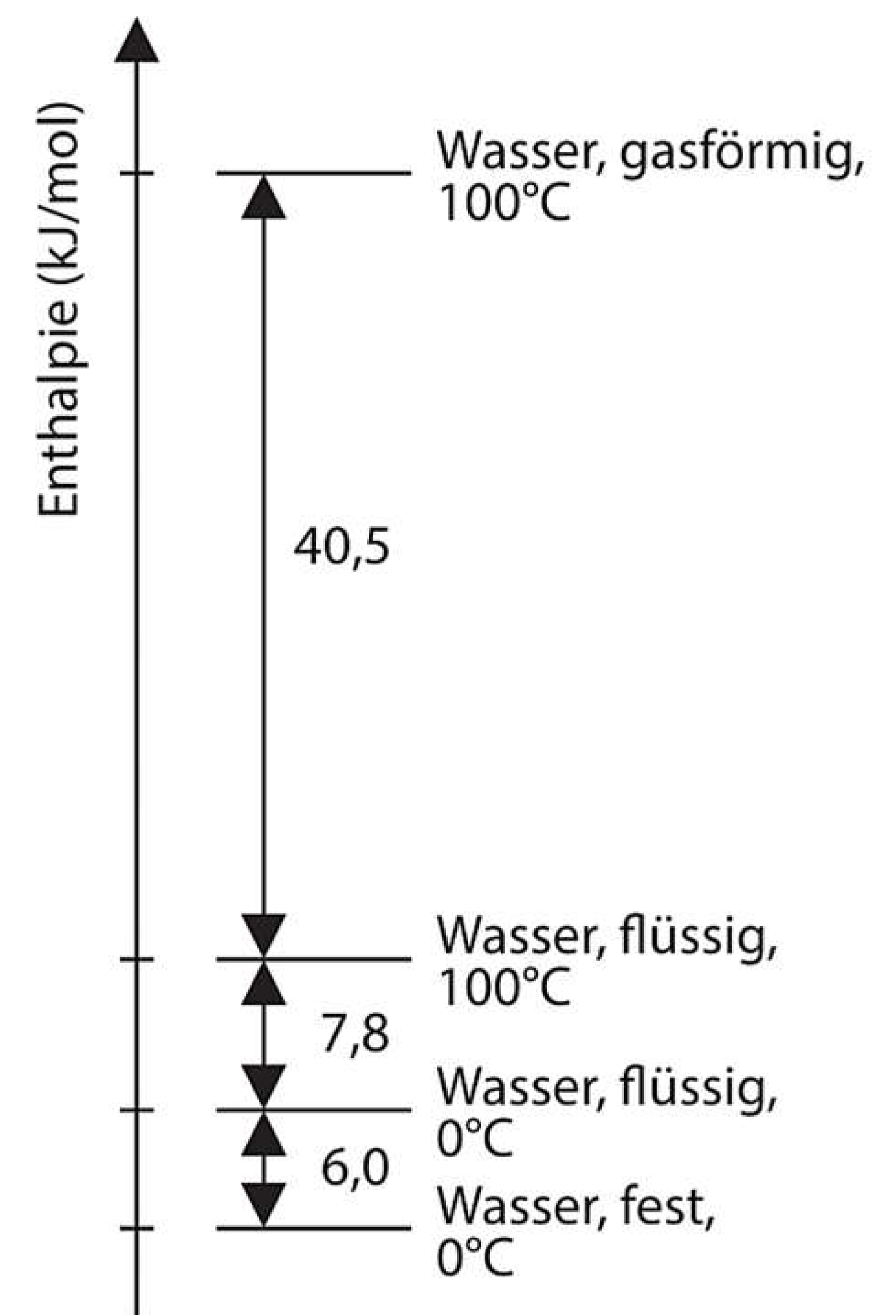


Abb. 55.1 *Enthalpie von Wasser bei verschiedenen Temperaturen*

Bildungsenthalpie *(enthalpy of formation)*

Wenn man ein Mol einer Substanz aus den Elementen herstellt, so wird dabei entweder Energie frei, oder es muss Energie aufgewendet werden. Diese Energiemenge bezeichnet man als Bildungsenthalpie ΔH_B. Die **Bildungsenthalpie** bei Normalbedingungen (25 °C, normaler Luftdruck 101,325 kPa) nennt man **Standard-Bildungsenthalpie ΔH_B^0**. Sie ist für verschiedenste Substanzen tabelliert. Elemente besitzen immer die Standard-Bildungsenthalpie Null.

Wenn ΔH_B^0 negativ ist, wurde Energie frei, ist ΔH_B^0 positiv, musste Energie aufgewendet werden.

Beispiele für ...

einige Standard-Bildungsenthalpien (kJ/mol)

NH_3	– 46,1
CO	– 110,6
CO_2	– 393,8
CH_4	– 75
H_2O (g)	– 242
H_2O (fl)	– 286
Elemente (z. B. H_2, O_2)	0

Merk & Würdig

Die **Standard-Bildungsenthalpie ΔH_B^0** ist die Energiemenge, die notwendig ist, um eine Substanz aus den Elementen herzustellen.

Beispiel 4.8

Bei einer chemischen Reaktion werden Bindungen zwischen Atomen gespalten und neue Bindungen gebildet. Um Bindungen aufzubrechen, ist eine gewisse Energie notwendig. Umgekehrt wird wieder Energie freigesetzt, wenn sich neue Bindungen bilden (siehe auch Seite 93 und 108).

Betrachten wir z. B. die Reaktion der beiden Gase Wasserstoff und Sauerstoff zu gasförmigem Wasser und berechnen wir die **Bildungsenthalpie** von Wasser (siehe Tabelle 56.1):



$2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$

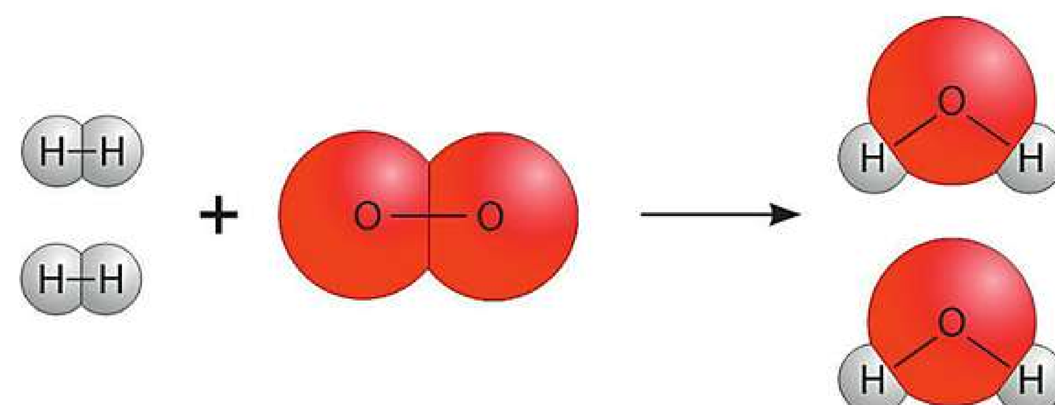


Abb. 55.2

[1)] Die Einheit der Energie ist das Joule (J). Sie wurde nach dem britischen Physiker James Prescott Joule (1818 – 1889) benannt.

Energie der Bindungen zwischen Atomen von … (kJ/mol)	
Wasserstoff – Wasserstoff	436
Sauerstoff – Sauerstoff	498
Sauerstoff – Wasserstoff	463,5
Kohlenstoff – Kohlenstoff	347,3
Kohlenstoff – Wasserstoff	413,4
Chlor – Chlor	239,3
Chlor – Wasserstoff	431,8

Tabelle 56.1

Energie, die für das Aufbrechen der Bindungen zugeführt werden muss (positiv):

2 · Wasserstoff-Wasserstoff	2 · 436 = 872 kJ	
1 · Sauerstoff-Sauerstoff	1 · 498 = 498 kJ	
Gesamt	1.370 kJ	= 685 kJ/mol Wasser

Energie, die durch neue Bindungen frei wird (negativ):

4 · Sauerstoff-Wasserstoff[1)]	4 · (–463,5) = –1.854 kJ	= –927 kJ/mol Wasser
Gesamt:		**–242 kJ/mol Wasser**

Weil bei der Reaktion insgesamt mehr Energie freigesetzt als zugeführt wurde, besitzt das Endprodukt Wasser eine geringere Enthalpie als die Ausgangsstoffe Wasserstoff und Sauerstoff (siehe auch **Abb. 57.1**). Die Bildungenthalpie von Wasser (gasförmig) ist also negativ (–242 kJ/mol).

Merk & Würdig

Die **Reaktionsenthalpie** ist die Energiemenge, die bei einer chemischen Reaktion aufgenommen oder abgegeben wird.

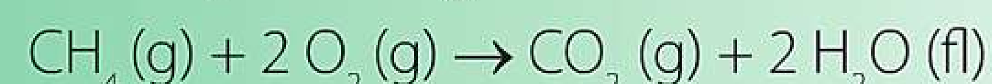
Reaktionsenthalpie *(reaction enthalpy)*

Die Reaktionsenthalpie ist diejenige Energie (Enthalpie), die bei einer chemischen Reaktion zugeführt werden muss bzw. freigesetzt wird.

Sie lässt sich aus den Standard-Bildungsenthalpien der beteiligten Stoffe berechnen.

Beispiel 4.9

Berechne die Reaktionsenthalpie für folgende Reaktion:



$$CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(fl)$$

Summe der Bildungsenthalpien der Ausgangsstoffe:

CH_4 (g)	–75 kJ
2 O_2 (g)	0 kJ
gesamt	**– 75 kJ**

Summe der Bildungsenthalpien der Endprodukte:

CO_2 (g)	–393,8 kJ
2 H_2O (fl)	–572 kJ
gesamt	**–965,8 kJ**

Reaktionsenthalpie = –965,8 – (–75) = –890,8 kJ/mol CH_4

Bei der Verbrennung von 1 mol CH_4 wird also eine Energie von 890,8 kJ frei.

1) Jedes Sauerstoffatom bindet zwei Wasserstoffatome, insgesamt bilden sich also vier Sauerstoff-Wasserstoff-Bindungen.

Exotherm, endotherm *(exothermic, endothermic)*

Experiment

Exotherme Reaktion:

Wasserstoff und Sauerstoff werden in einer Porzellanschale in Wasser, das etwas Spülmittel enthält, eingeleitet. Das in der gebildeten Schaumkrone enthaltene Gasgemisch reagiert beim Entzünden mit einem **heftigen Knall** (Knallgas).

Endotherme Reaktion:

Wasser wird im Hofmann'schen Zersetzungsapparat (siehe **Abb. 121.1**, Seite 122) unter Zufuhr von Energie in Wasserstoff und Sauerstoff gespalten.

Wenn die Endprodukte eine geringere Enthalpie besitzen als die Ausgangsstoffe, wurde bei der Reaktion Wärme an die Umgebung abgegeben. Die Reaktionsenthalpie ΔH ist negativ (siehe **Abb. 57.1**). Solche Reaktionen nennt man **„exotherm"**.

Wenn die Endprodukte eine höhere Enthalpie besitzen als die Ausgangsstoffe, wurde bei der Reaktion Energie zugeführt. Die Reaktionsenthalpie ΔH ist positiv (siehe **Abb. 57.2**). Solche Reaktionen nennt man **„endotherm"**. Die Energie kann dabei in Form von Licht, Wärme oder elektrischer Energie zugeführt werden. Sie ist notwendig, damit die einzelnen Teilchen überhaupt erst miteinander reagieren können.

Merk & Würdig

Bei **exothermen Reaktionen** wird Energie frei, die **Reaktionsenthalpie ΔH ist negativ**.

Bei **endothermen Reaktionen** muss Energie zugeführt werden, die **Reaktionsenthalpie ΔH ist positiv**.

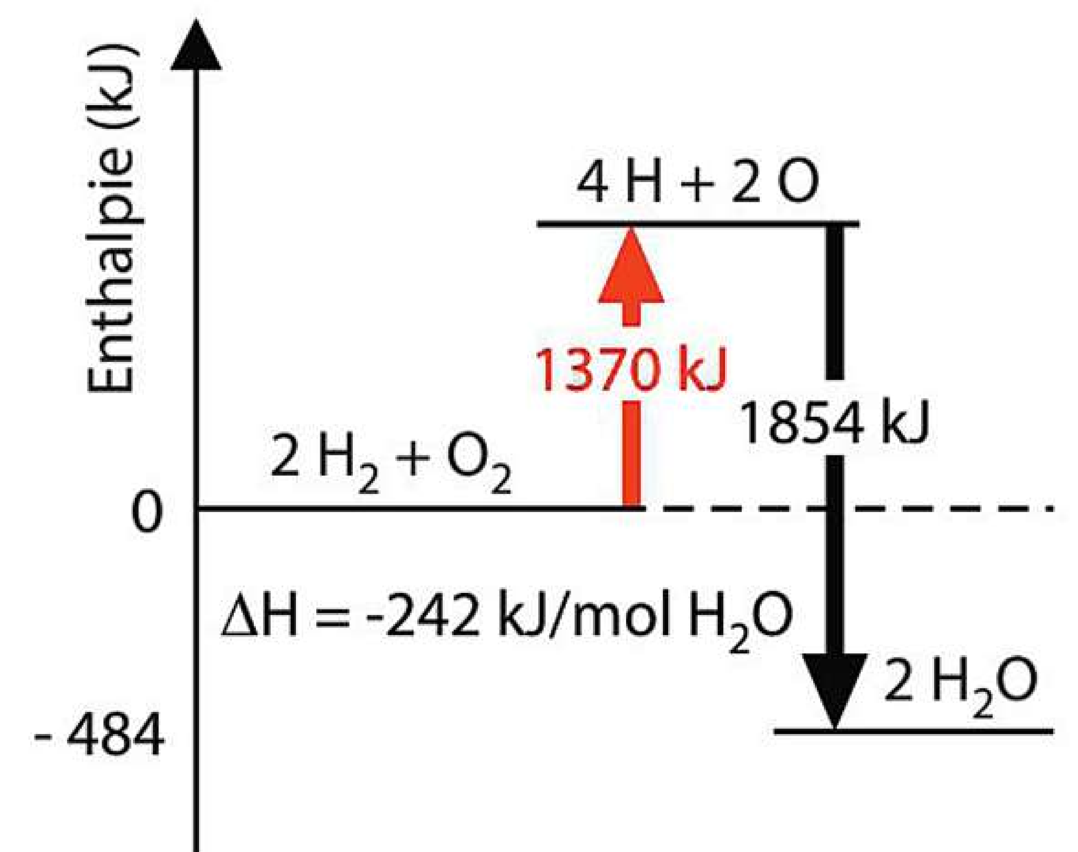


Abb. 57.1 *Die Bildung von Wasser ist exotherm*

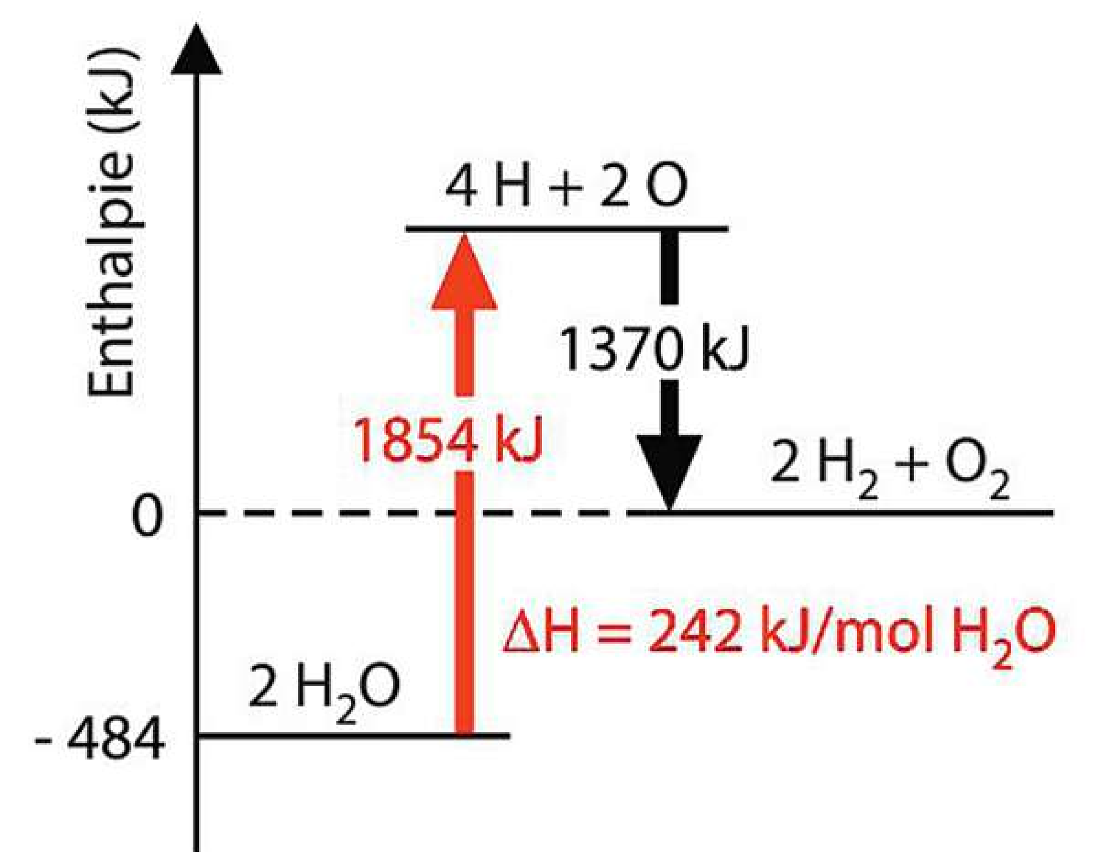


Abb. 57.2 *Die Spaltung von Wasser ist endotherm*

Aktivierungsenergie *(activation energy)*

- **bei exothermen Reaktionen:**
  Viele Reaktionen verlaufen exotherm (z. B. Verbrennungen, Explosionen). Sie laufen allerdings erst dann ab, wenn durch irgendeine Zündung eine gewisse Mindestenergiemenge (**„Aktivierungsenergie"**) zugeführt wurde. In den Ausgangsstoffen müssen zuerst Bindungen aufgebrochen werden. Die Ausgangsstoffe müssen also zuerst „aktiviert" werden. Die Aktivierungsenergie muss zugeführt werden, um eine Reaktion auszulösen. (Siehe **Abb. 57.3**)

  Die Bildung von Wasser aus den Elementen ist eine exotherme Reaktion, die nach Zündung als Knallgasexplosion sehr heftig verläuft.

- **bei endothermen Reaktionen:**
  Aber auch für die Umkehrung dieser Reaktion, also für die Zersetzung von Wasser in die Elemente, gibt es eine Aktivierungsenergie (siehe **Abb. 57.4**). Diese Energiemenge muss z. B. in Form von elektrischer Energie bei der elektrolytischen Zersetzung von Wasser zugeführt werden. Dem Betrag nach sind die Energiemengen für beide Reaktionen natürlich gleich, d. h., es wird bei der Knallgasreaktion ebenso viel Energie frei, wie bei der Zersetzung wieder aufgewendet werden muss.

Merk & Würdig

Aktivierungsenergie ist die Energie, die zugeführt werden muss, um eine Reaktion auszulösen.

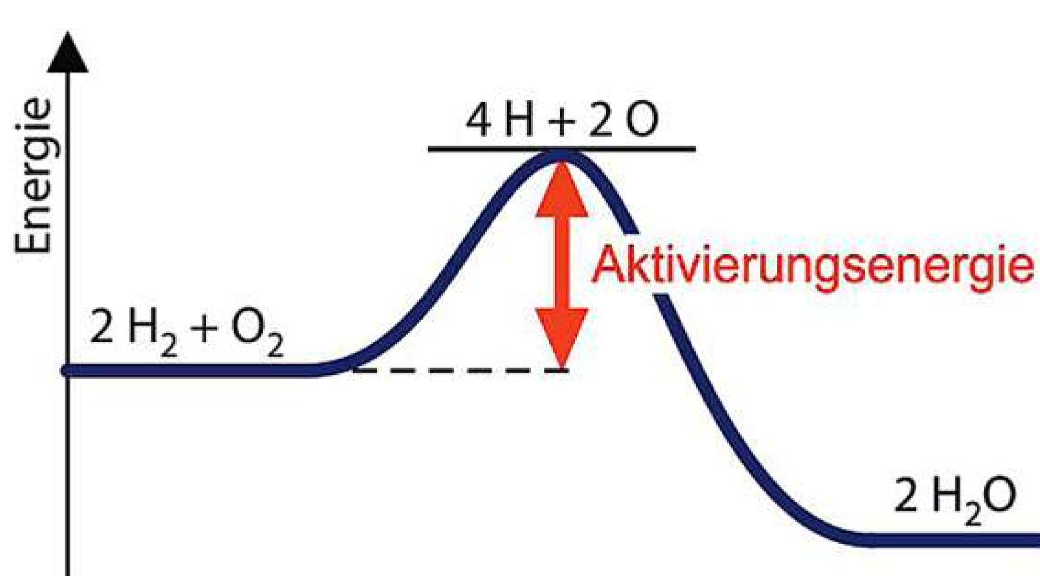


Abb. 57.3 *Aktivierungsenergie bei exothermer Reaktion*

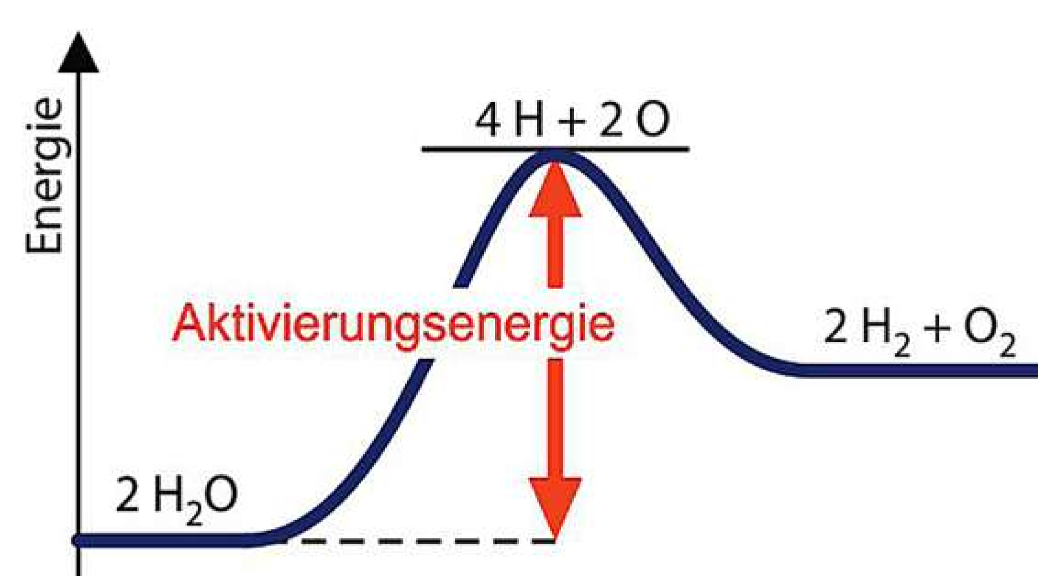


Abb. 57.4 *Aktivierungsenergie bei endothermer Reaktion*

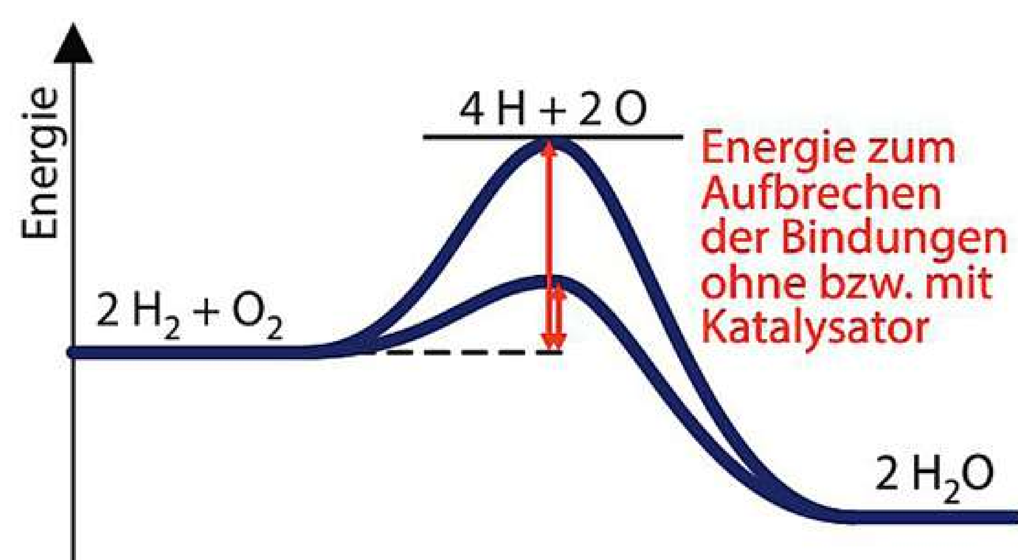


Abb. 58.1 *Katalysator und Aktivierungsenergie*

Katalysator *(catalyst)*

Lässt man Wasserstoff an einem Platinblech vorbeistreichen, so entzündet sich der Wasserstoff und verbrennt an der Luft zu Wasser. In diesem Fall ist keine Zündung durch Funken o. Ä. erforderlich. Das Platin wirkt als **Katalysator**. Der Wasserstoff bindet sich dabei an das Platin und wird in einzelne reaktionsfähige Wasserstoffatome gespalten. Sauerstoffmoleküle werden ebenfalls an der Platinoberfläche gebunden. Nun können die Wasserstoffatome ohne große Aktivierungsenergie mit dem Sauerstoff reagieren. Infolge der Wärmeentwicklung wird das Platinblech heiß, bis sich schließlich auch der molekulare Wasserstoff entzünden kann. Katalysatoren senken also die Aktivierungsenergie und erhöhen die Reaktionsgeschwindigkeit.

Merk & Würdig

Katalysatoren sind Stoffe, die durch Herabsetzen der Aktivierungsenergie eine chemische Reaktion beschleunigen. Sie werden dabei selber nicht verbraucht, sind also keine Reaktionspartner! Den Vorgang nennt man **Katalyse**.

Thema & Gesellschaft

Katalysatoren spielen bei vielen großtechnischen Prozessen eine wichtige Rolle. Zur Reinigung der Autoabgase werden sie in den Auspuff eingebaut. Sie bewirken eine vollständige Umwandlung von CO, Stickoxiden und unverbrannten Kohlenwasserstoffen in die Abgase CO_2, N_2 und H_2O. Als Katalysator verwendet man einen Keramikkörper, der im Inneren in Längsrichtung feine Röhren enthält, die mit dem eigentlich wirksamen Katalysatormaterial Platin und Rhodium beschichtet sind. Vor dem Katalysator wird eine „Lambdasonde" in das Abgassystem eingebaut. Sie misst die Zusammensetzung der Abgase, den Sauerstoffgehalt und steuert indirekt die Einspritzanlage des Motors. So wird ständig eine optimale Zusammensetzung des Treibstoff-Luft-Gemisches erreicht und die Umwelt möglichst wenig verunreinigt.



Abb. 58.2 *Abgaskatalysator*

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du den Energieumsatz bei chemischen Reaktionen darstellen:

Ü 4.21 Welche Energiemenge ist notwendig, um 1 mol Wasser bei 100 °C zu verdampfen? (Siehe **Abb. 55.1**)

Ü 4.22 Für die Reaktion von Calciumcarbid mit Wasser findet man in der Literatur folgende Angabe:
$CaC_2 + 2\,H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2 \quad \Delta H = -130$ kJ/mol. Ist die Reaktion endotherm oder exotherm?

Ü 4.23 Sind die folgenden Reaktionen endotherm oder exotherm? Verbrennen von Holz, Elektrolyse von Wasser, Reaktion von Natrium mit Wasser, Staubexplosion

4.6 Triebkraft für chemische Reaktionen

(force for chemical reactions)

Warum reagieren Stoffe überhaupt miteinander, was ist eigentlich die Triebkraft für eine chemische Reaktion?

Minimale Energie – maximale Unordnung

(minimum energy – maximum chaos)

Nach dem **Prinzip des Energieminimums** ist jeder Körper bestrebt, einen Zustand möglichst niedriger Energie einzunehmen (ein Buch fällt vom Tisch „freiwillig" zu Boden, aber nicht an die Decke!).

Daher laufen in den meisten Fällen exotherme Reaktionen „freiwillig" ab, während bei endothermen Reaktionen durch Energiezufuhr „nachgeholfen" werden muss. Es gibt aber auch zahlreiche endotherme Vorgänge, die selbständig eintreten.

Experiment

Dieses Experiment kannst du mithilfe deines Lehrers/deiner Lehrerin selber durchführen:

Vermische ca. 5 g Ammoniumnitrat mit 5 ml Wasser und miss dabei die Temperaturänderung der Mischung.

Dokumentiere deine Beobachtungen in einem kurzen Satz:

Merk & Würdig

Prinzip des Energieminimums: Jedes System strebt nach minimaler Energie.

Merk & Würdig

Unter Entropie versteht man die **„Unordnung"** oder **„Gleichverteilung"** eines Systems.

Jedes System strebt nach maximaler Entropie.



Abb. 59.1

- Beim **Auflösen von Ammoniumnitrat** (NH_4NO_3) in Wasser nimmt die Enthalpie zu. Die dafür notwendige Wärme wird dem Lösungsmittel entzogen, das sich dabei abkühlt.
- Ebenfalls endotherm ist das **Verdunsten einer Flüssigkeit**. Die dafür notwendige Wärmemenge wird der Umgebung entzogen („Verdunstungskälte").

Diese beiden Vorgänge laufen von selber ab, obwohl die Enthalpie zunimmt. Dies widerspricht eigentlich dem Prinzip vom Energieminimum. Daher muss es neben der Reaktionsenthalpie ΔH noch eine zweite Größe geben, welche die „Triebkraft" einer Reaktion beeinflusst. Dies ist die **„Unordnung"** (**Entropie** – *entropy*).

Eine Vergrößerung der Entropie begünstigt ebenso wie die Verminderung der Energie den freiwilligen Ablauf einer Reaktion.

Dieses Prinzip lässt sich ganz leicht am System Kind/Kinderzimmer veranschaulichen (siehe **Abb. 59.2**):
Wird nicht laufend Energie aufgewendet, so stellt sich meist sehr rasch von selber der energieärmste Zustand ein. In diesem Fall herrscht maximale Unordnung. Das System strebt also nach minimaler Energie und maximaler Entropie!

Umgekehrt lässt sich feststellen, dass selbst exotherme Vorgänge nur dann freiwillig ablaufen, wenn damit die Unordnung zunimmt oder wenigstens nicht wesentlich abnimmt. Eine Zunahme der Unordnung liegt immer dann vor, wenn bei der Reaktion ein Übergang vom festen in den flüssigen oder gasförmigen Zustand erfolgt. Genauere Informationen dazu findest du im Band 4.

Merk & Würdig

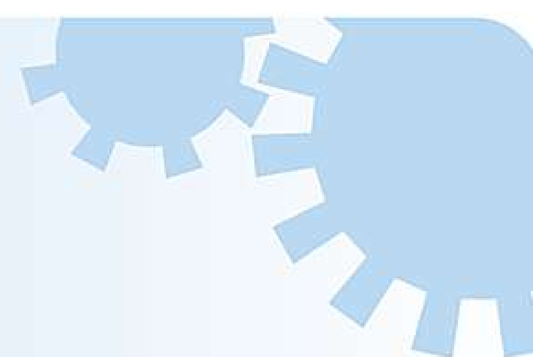
Reaktionen laufen in der Regel **von selber** ab, wenn dabei

- die **Energie abnimmt** und
- die **Entropie zunimmt**.



Abb. 59.2 *Wenn keine Energie aufgewendet wird, kommt es zur Gleichverteilung aller Gegenstände („Unordnung"). Bei minimaler Energie herrscht maximale Unordnung.*

Übungen



Mit folgenden Übungen kannst du einen Bezug zwischen deinen Kenntnissen über die Triebkraft chemischer Reaktionen und Alltagserfahrungen herstellen:

Ü 4.24 Nimmt beim Schmelzen von Eis in einem Glas die Entropie zu oder ab?

Ü 4.25 Erkläre die Begriffe „Diffusion" und „Osmose" (siehe Seite 16). Erkläre diese Vorgänge mithilfe der Entropie.

Ü 4.26 Was versteht man unter „verdunsten"? Erkläre die Verdunstungskälte anhand eines geeigneten Beispiels.

Ü 4.27 Warum löst sich Ammoniumnitrat „freiwillig" auf, obwohl die Reaktion endotherm ist?

4.7 Gleichgewicht und Wirtschaftlichkeit

(equilibrium and profitability)

Bei chemischen Synthesen sind aus wirtschaftlichen Gründen hohe Ausbeuten, d. h. möglichst vollständige Umwandlungen der Ausgangsstoffe in die Endprodukte, wünschenswert.

Häufig liegt gerade bei großtechnisch wichtigen Reaktionen das Gleichgewicht auf der Seite der Ausgangsstoffe. Die Ausbeute an Endprodukten ist sehr gering. Welche Möglichkeiten gibt es nun, eine Verschiebung des Gleichgewichtszustandes herbeizuführen? Die Grundlage dafür bietet das Prinzip von Le Châtelier.

Merk & Würdig

Das **Prinzip von Le Châtelier – Braun**[1] besagt, dass die Änderung des Gleichgewichts nach der Seite des „kleinsten Zwanges" vor sich geht.

Gesetz vom kleinsten Zwang *(Le Châtelier's principle)*

Ändert man Druck, Temperatur oder Konzentration bei einer Reaktion, so wird auf die Umwandlung ein „Zwang" ausgeübt. Das System reagiert so, dass es dem Zwang ausweicht, indem sich das Gleichgewicht verschiebt.

Merk & Würdig

Die Erhöhung der Konzentration eines Reaktionspartners begünstigt die Reaktion, bei der dieser verbraucht wird. Die Verminderung der Konzentration eines Reaktionspartners begünstigt die Reaktion, bei der dieser gebildet wird.

Änderung der Konzentration *(change of concentration)*

Die Gleichgewichtskonzentrationen der an einer Reaktion beteiligten Stoffe stehen miteinander in einem mathematischen Zusammenhang (Massenwirkungsgesetz, siehe Seite 53). Damit die Gleichgewichtskonstante K ihren Zahlenwert beibehalten kann, ändern sich die Konzentrationen der Reaktionspartner.

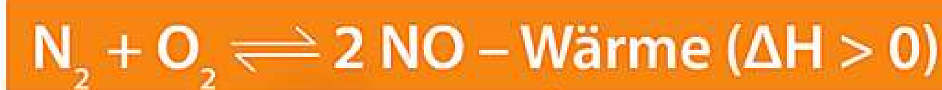
Änderung der Temperatur *(change of temperature)*

Die Bildung von Wasser aus den Elementen ist eine exotherme Reaktion, es wird also Wärme frei. **Tabelle 60.1** zeigt die entstandene Wassermenge bei unterschiedlichen Temperaturen. Die Zufuhr von Wärme (d. h. Erhöhung der Temperatur) verschiebt das Gleichgewicht nach links.

$2\,H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\,H_2O$ + Wärme ($\Delta H < 0$)			
Temperatur	1 400 °C	2 000 °C	2 800 °C
% H_2O	99,1	97,5	87,0

Tabelle 60.1

[1] HENRI LOUIS LE CHATELIER (1850 – 1936), Professor für Chemie in Paris. CARL FERDINAND BRAUN (1850 – 1918), Professor für Physik in Marburg, Tübingen und Straßburg.



$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\,NO$ – Wärme ($\Delta H > 0$)			
Temperatur	1 500 °C	2 500 °C	3 000 °C
% NO	0,2	3,0	5,4

Tabelle 61.1

Merk & Würdig

Wärmezufuhr hemmt exotherme Reaktionen und begünstigt endotherme Reaktionen.

Die Bildung von Stickstoffmonoxid (NO) ist eine endotherme Reaktion. Hier verschiebt Wärmezufuhr das Gleichgewicht nach rechts. (Siehe **Abb. 61.1**)

Die Bildung von Ammoniak eine ist exotherm, Temperaturerhöhung verschiebt daher das Gleichgewicht auf die Seite der Ausgangsstoffe.

Änderung des Drucks *(change of pressure)*

Bei Gasreaktionen kann die Lage des Gleichgewichts auch vom Druck abhängig sein, wenn Ausgangs- und Endstoffe nicht den gleichen Raum einnehmen. So verschiebt eine Druckerhöhung bei der Ammoniaksynthese das Gleichgewicht von links (4 Raumteile) nach rechts (2 Raumteile). Dadurch weicht die Reaktion der Druckerhöhung aus. (Siehe **Tablle 61.2**)



N_2 + 3 H2 $\rightleftharpoons$ 2 NH_3 + Wärme ($\Delta H < 0$)			
Druck (bei 500 °C)	1 bar	100 bar	200 bar
% NH_3	0,1	10,4	17,6

Tabelle 61.2

Merk & Würdig

Druckerhöhung begünstigt die Seite der Reaktion, bei der das Volumen kleiner ist.

Ausbeute an Ammoniak – eine Frage des Gleichgewichts
(yield of ammonia)

Die Reaktion der Elemente Wasserstoff und Stickstoff zu Ammoniak ist eine exotherme Reaktion, d. h., es wird Wärme frei. Eine Erhöhung der Temperatur bewirkt somit eine Verschiebung des Gleichgewichtes auf die Seite der Ausgangsprodukte. Für eine möglichst hohe Ausbeute an Ammoniak sollte die Temperatur also möglichst gering gehalten werden. Tatsächlich liegt – rein rechnerisch – das Gleichgewicht bei Zimmertemperatur vollständig auf der Seite des Endproduktes, während bei 500 °C die Ausbeute an Ammoniak weniger als 1 % beträgt. Allerdings reagieren bei Zimmertemperatur die Elemente Wasserstoff und Stickstoff trotz Katalysators nicht miteinander. Man benötigt mindestens 400 °C.
Es gibt aber noch eine zweite Möglichkeit, das Gleichgewicht nach der Seite des Endproduktes zu verschieben, nämlich mit Druck: Da aus vier Raumteilen Ausgangsstoffen nur zwei Raumteile Endprodukt entstehen, kann die Anwendung von hohem Druck die Synthese von Ammoniak begünstigen. Weil mit zunehmendem Druck auch die Kosten für die Industrieanlagen enorm steigen, beschreitet man bei der modernen Ammoniaksynthese einen Mittelweg: Bei einer Temperatur von 500 °C (das ist die Mindesttemperatur für die verwendeten Katalysatoren) und einem Druck von etwa 200 bar erhält man eine Ausbeute von knapp 20 % Ammoniak (siehe auch Seite 124).

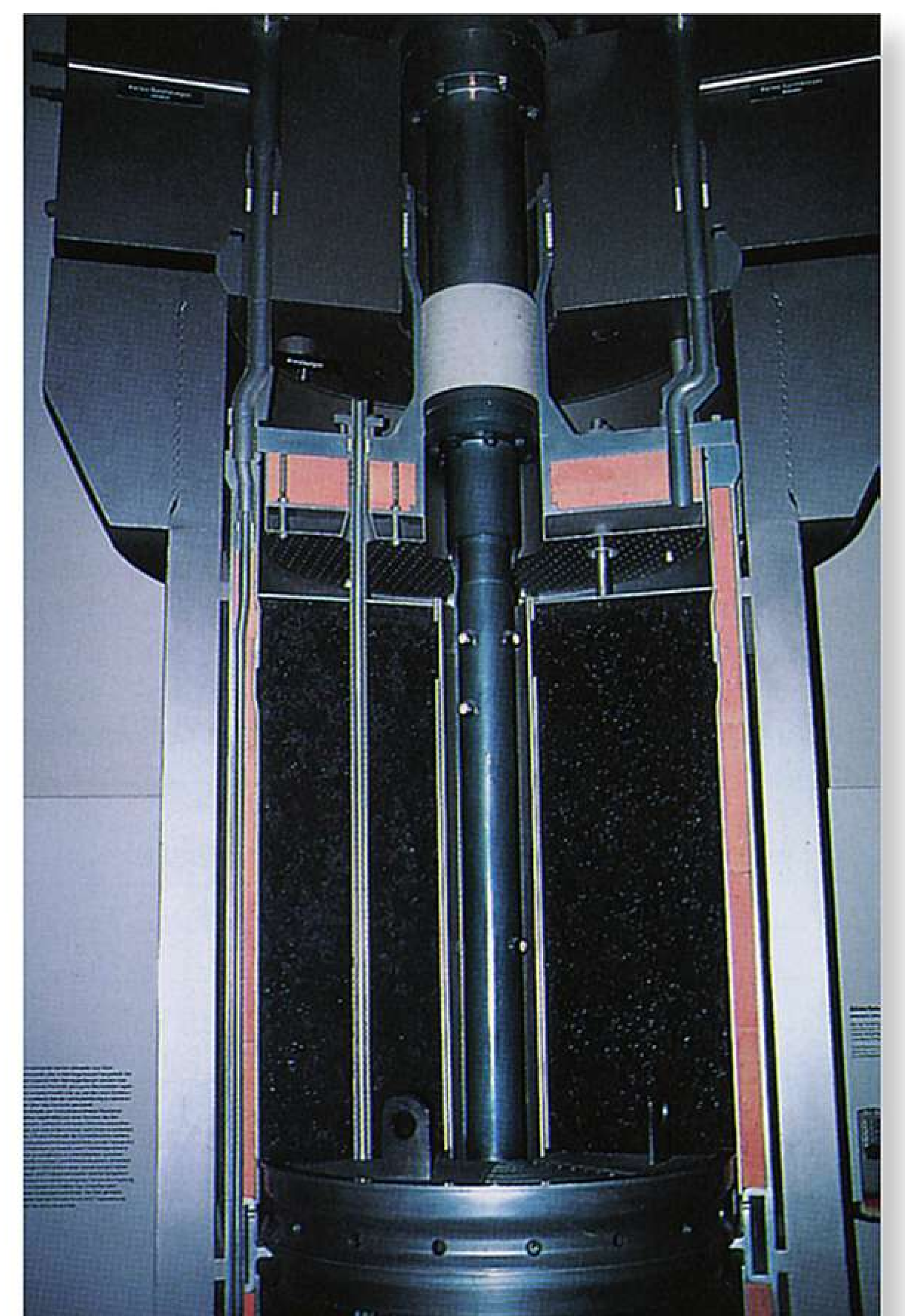


Abb. 61.1 *Querschnitt durch einen Ammoniak-Hochdruckreaktor. Innerhalb des Hochdruckmantels und der daran anschließenden Isolierschicht (orange dargestellt) befindet sich die Katalysator-Kontaktmasse.*

Übungen

Bei folgenden Übungen kannst du das technologische Verfahren zur Herstellung von Ammoniak und seine Beeinflussung durch verschiedene Faktoren beschreiben und analysieren:

Ü 4. 28 Die nebenstehende Abbildung zeigt den Einfluss von Druck und Temperatur auf die Ausbeute von Ammoniak.

Versuche folgende Fragen zu beantworten:

a) Bei welchen Bedingungen (Temperatur, Druck) würde man die höchste Ausbeute an Ammoniak erzielen?

b) Warum wird man in der Praxis nicht diese Bedingungen wählen?

c) Bei welchen Bedingungen würde man die geringste Ausbeute an Ammoniak erzielen?

d) Warum nimmt die Ausbeute mit zunehmender Temperatur ab?

e) Warum nimmt die Ausbeute an Ammoniak mit zunehmendem Druck zu?

f) Schätze die theoretische Ausbeute an Ammoniak (in Vol. %) bei einem Druck von 1 000 bar und einer Temperatur von 400 °C.

Ü 4.29 Erkläre die Funktionsweise des Katalysators bei der Synthese von Ammoniak.

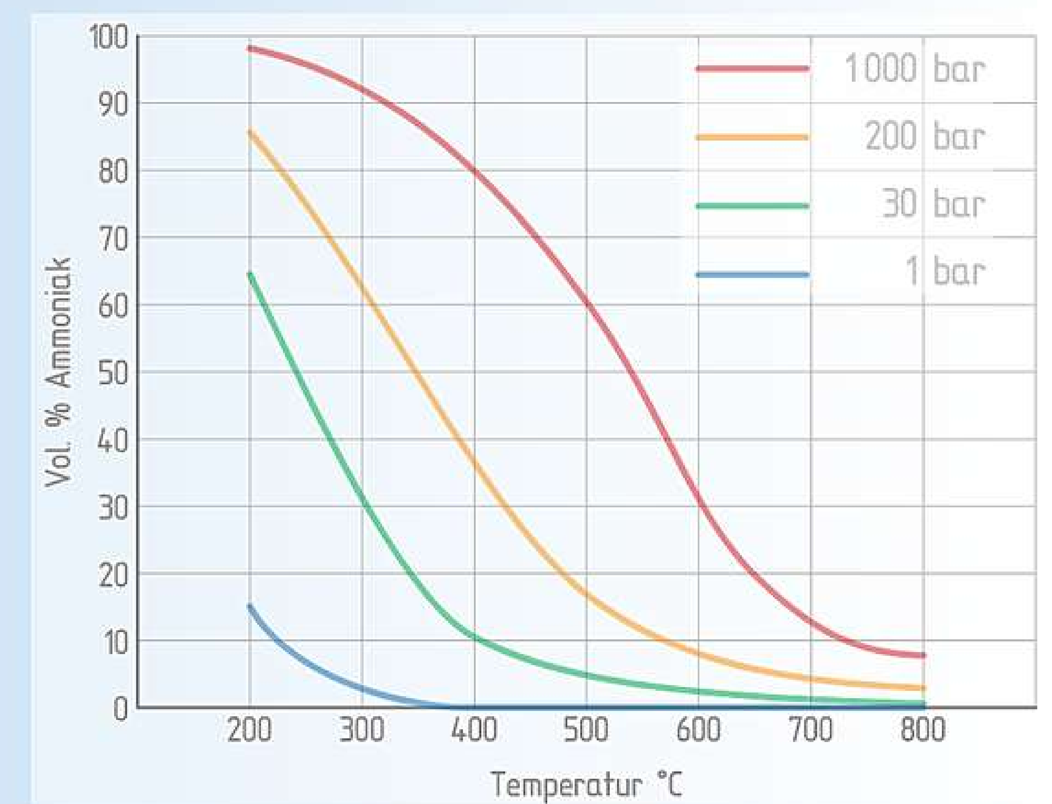


Abb. 62.1 *Ausbeute von Ammoniak*

5 Metalle

In diesem Kapitel geht es um

- den metallischen Zustand
- die Redox-Reaktion
- Elektrolyse
- die elektrochemische Spannungsreihe
- Batterien und Akkus
- Korrosion
- Vorkommen der Metalle
- Gewinnung aus den Erzen
- einige Metalle und ihre Verwendung
- Legierungen


Abb. 64.1 *Quecksilber*

5.1 Metallischer Zustand *(properties of metals)*

Alle Metalle besitzen gemeinsame Eigenschaften. Dazu zählen vor allem ihre **Verformbarkeit** (z. B. durch Walzen, Hämmern, Ziehen), ihre **Leitfähigkeit** für Strom und Wärme, ihr **metallischer Glanz** und ihre **Legierbarkeit**. Diese ist die Fähigkeit, Legierungen bilden zu können. Eine **Legierung** (*alloy*) ist ein metallischer Werkstoff, der zumindest aus zwei Elementen besteht (z. B. Messing aus Kupfer und Zink, Bronze aus Kupfer und Zinn.) Siehe auch Kapitel 5.10

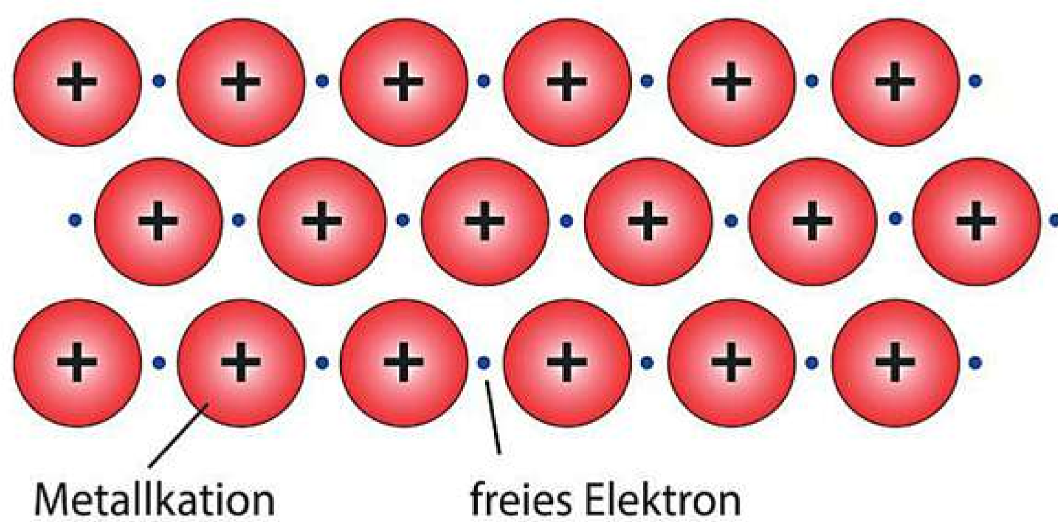
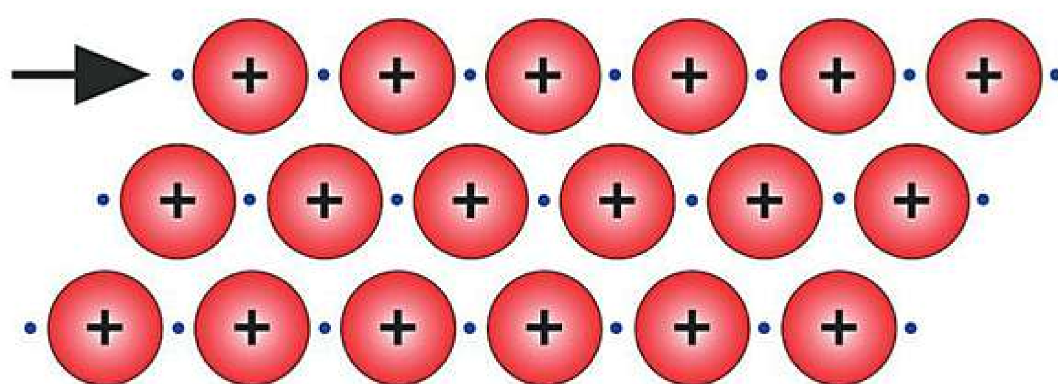


Abb. 64.2 *Metallgitter*

Metallbindung *(bonding in metals)*

Die charakteristischen Metalleigenschaften sind im Aufbau der Metalle begründet. Metalle bilden ein Kristallgitter, wobei die **Metall-Kationen** die Bausteine des Metallgitters sind. Die von ihnen abgegebenen Elektronen sind frei beweglich und füllen den Raum zwischen den Kationen gleichmäßig aus. Man spricht von einem **„Elektronengas"**, in das die Metallkationen eingebettet sind und das wie ein Kitt den Zusammenhalt der positiven Metall-Ionen bewirkt. Als Elektronengas wird es vor allem deswegen bezeichnet, weil die Elektronen in Metallen beinahe ebenso frei beweglich sind wie die Teilchen eines Gases.

Diese Art der Bindung nennt man, weil sie für alle Metalle charakteristisch ist, **„metallische Bindung"**. Sie ist die Ursache für die typischen Metalleigenschaften.


Abb. 64.3 *Metalle sind verformbar.*

Metalle sind verformbar *(metals are malleable)*

Eine charakteristische Eigenschaft von Metallen ist ihre Verformbarkeit. Man kann Silber und Gold zu Folien aushämmern oder zu Drähten ausziehen. Auch harte Metalle wie Chrom, Eisen und Nickel sind gut schmiedbar. Wirkt auf ein Metall eine Kraft von außen ein, so beginnen sich die Metallkationen zu verschieben. Dadurch wird die Bindung allerdings nicht wesentlich beeinträchtigt, da das Elektronengas allen Bewegungen der Ionen folgt.


Abb. 64.4 *Bearbeitung von Kupfer*

Metalle leiten Strom und Wärme *(metals conduct electricity and heat)*

Besonders ausgeprägt ist das Leitvermögen der Metalle für Strom und Wärme. Dabei sind die Elektronen des Elektronengases von entscheidender Bedeutung.

- **Wärmetransport**
  Wird ein Metallstab an einem Ende erhitzt, so werden die Gitterbausteine des Metalls zu heftigen Schwingungen angeregt. Sie beschleunigen ihrerseits die Elektronen und diese wiederum bei ihrer Bewegung durch das Metall andere Gitterbausteine. So wird in kurzer Zeit Wärme auf den ganzen Stab übertragen.

  Die Geschwindigkeit, mit der sich die Elektronen im Metall bewegen, ist sehr hoch. Dabei stoßen sie aber, wie die Teilchen eines Gases, dauernd mit anderen Elektronen und den Gitterbausteinen zusammen und ändern dabei ständig ihre Richtung. Die Elektronen bewegen sich also regellos.

- **Elektrischer Strom**
  Legt man eine Spannung an das Metall an, so geht die regellose Bewegung der Elektronen in eine gezielte Bewegung hin zum positiven Pol über. Diese hat dann allerdings nur eine Geschwindigkeit von einigen Zentimetern pro Stunde.

Merk & Würdig !

In einem **Metallgitter** sind die Elektronen zwischen den Metallkationen frei beweglich und bewirken die gute Wärme- und Stromleitfähigkeit der Metalle.

Übungen

In folgenden Übungen zeigst du, dass du dir fachspezifische Informationen aus unterschiedlichen Medien beschaffen kannst. Beantworte folgende Fragen mithilfe des Internets:

Ü 5.1 Nenne Gründe, warum man Kupfer und nicht Eisen für Stromkabel verwendet.

Ü 5.2 Aufgrund welcher typischen Eigenschaften werden Gold und Silber in der Schmuckindustrie verwendet?

Ü 5.3 Warum verwendet man für Schmuckstücke meist nicht reines Gold, sondern Goldlegierungen?

In folgender Übung zeigst du, dass du eine naturwissenschaftliche Untersuchung durchführen und ihre Ergebnisse interpretieren kannst.

Ü 5.4 Halte einen Kunststoff- und einen Metalllöffel in siedendes Wasser. Nach einiger Zeit wirst du einen deutlichen Unterschied bemerken. Welchen? Erkläre ihn.

5.2 Redox-Reaktion *(redox reactions)*



Experiment

Entzündet man ein Stück Magnesium-Band, so verbrennt es mit einer gleißend hellen Flamme zu einem weißen Endprodukt (Magnesiumoxid).

$2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$

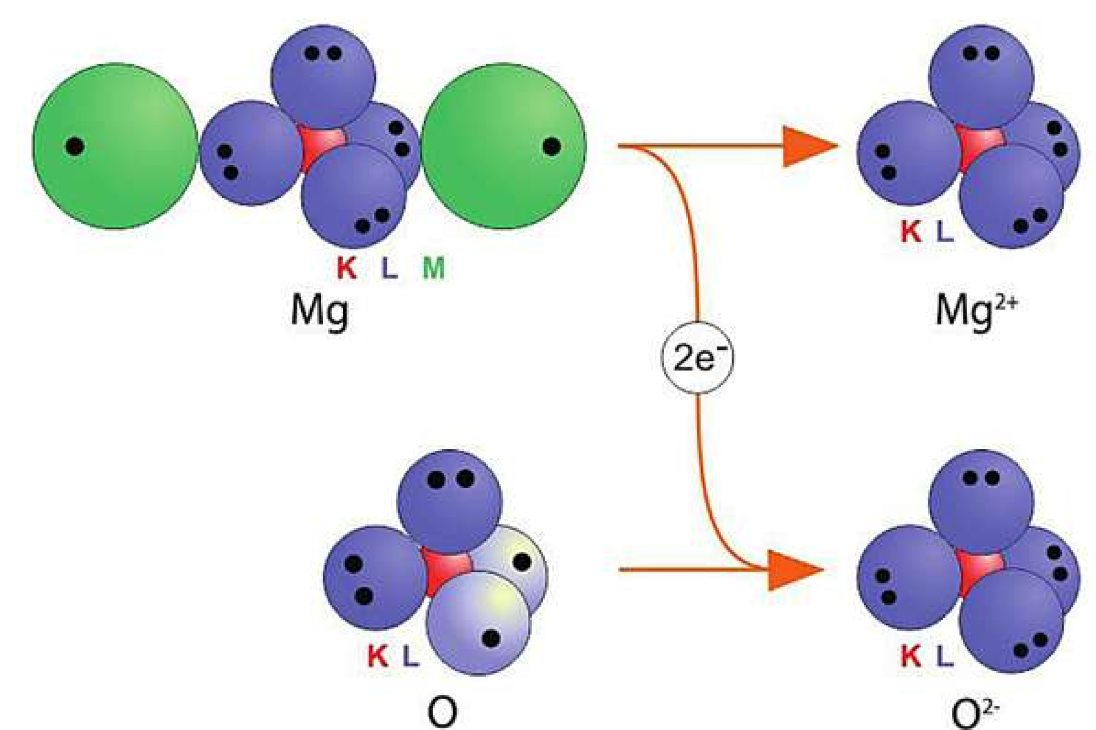


Abb. 65.1 *Ein Magnesium-Atom gibt zwei Elektronen an ein Sauerstoffatom ab.*

Was passiert bei der Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff?

Magnesium hat in der äußersten Schale zwei, Sauerstoff sechs Elektronen. Beide wollen den stabilen Zustand mit acht Valenzelektronen erreichen (siehe Edelgaskonfiguration, Seite 38). Dies gelingt, wenn bei der Reaktion jedes Magnesiumatom 2 Elektronen an ein Sauerstoffatom abgibt. Jetzt haben beide jeweils 8 Elektronen in der äußersten Schale. Die gebildeten Ionen (Mg^{2+}/O^{2-}) verbinden sich zu Magnesiumoxid (MgO) (siehe Ionenbindung Seite 93).

Gibt eine Substanz bei einer chemischen Reaktion Elektronen ab, wird sie **oxidiert**. Nimmt sie Elektronen auf, wird sie **reduziert**. Da ein Reaktionspartner nur Elektronen abgeben kann, wenn ein anderer sie aufnimmt, handelt es sich also um zwei miteinander gekoppelte Reaktionen, bei denen Elektronen ausgetauscht werden. Solche Reaktionen werden als **„Redox-Reaktionen"** bezeichnet (von **Red**uktion – **Ox**idation).

Merk & Würdig

Oxidation nennt man die Abgabe von Elektronen, **Reduktion** die Aufnahme von Elektronen. Oxidation und Reduktion laufen immer miteinander gekoppelt ab **(Redox-Reaktion)**.

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du Reaktionsabläufe systematisch begründen:

Ü 5.5 Bestimme bei den einzelnen Teilreaktionen jeweils, ob das Element oxidiert oder reduziert wird:

a) $Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3\ e^-$
b) $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$
c) $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$
d) $Al \rightarrow Al^{3+} + 3\ e^-$
e) $O_2 + 4\ e^- \rightarrow 2\ O^{2-}$
f) $S + 2\ e^- \rightarrow S^{2-}$
g) $Na \rightarrow Na^+ + e^-$
h) $Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2\ e^-$

Ü 5.6 Definiere die Begriffe Oxidation und Reduktion.

Merk & Würdig

Die **Oxidationszahl** gibt an, welche Ladung ein Element in einer Verbindung besitzt.

Oxidationszahl *(oxidation state)*

Um bei Redox-Vorgängen leichter erkennen zu können, welcher Stoff oxidiert und welcher reduziert wird, bedient man sich der **Oxidationszahl**.

Bekanntlich bestehen nur Salze aus Ionen, molekulare Verbindungen hingegen aus Molekülen. Zur Bestimmung der Oxidationszahlen der einzelnen Elemente einer Verbindung nimmt man einfach an, dass alle Verbindungen aus Ionen bestehen.

Regeln zur Bestimmung der Oxidationszahl *(rules for oxidation states)*

- Freie (nicht verbundene) Elemente haben immer die Oxidationszahl Null.
- Wasserstoff hat in Verbindungen mit wenigen Ausnahmen die Oxidationszahl +1, Sauerstoff mit wenigen Ausnahmen –2 (z. B. –1 in H_2O_2).
- Die Summe der Oxidationszahlen einer ungeladenen chemischen Verbindung ist immer null.
- Metalle haben immer positive Oxidationszahlen.
- Die Oxidationszahl von Ionen ist immer gleich der Ladung der Ionen.
- Fluor hat in Verbindungen immer die Oxidationszahl –1.
- Alkalimetalle (z. B. Lithium, Natrium, Kalium) haben immer die Oxidationszahl +1.

Beispiel 5.1

1. Bestimme die Oxidationszahlen aller Elemente der Verbindung $KMnO_4$.

Kalium hat die OZ +1, Sauerstoff die OZ –2.
Als Summe beider Elemente ergibt sich daher +1 + 4 · (–2) = –7.
Die Summe der Oxidationszahlen muss null ergeben. Mangan muss daher die Oxidationszahl +7 haben.
Übersicht und Kontrolle:

Oxidationszahl	+1	+7	–2	
	K	Mn	O_4	
Summe der Oxidationszahlen	+1	+7	–8	= 0

Tabelle. 66.1

2. Bestimme die Oxidationszahlen aller Elemente in H_2SO_4.

+1	+6	–2	
H_2	S	O_4	
+2	+6	–8	= 0

Tabelle. 66.2

Übungen

Mit folgender Übung kannst du Reaktionsabläufe systematisch begründen:

Ü 5.7 Bestimme die Oxidationszahlen aller Elemente:

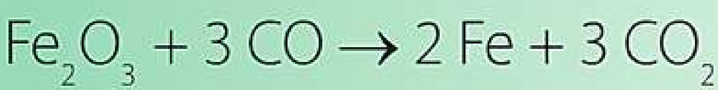
H_2, Al_2O_3, HCl, NaOH, MgO, $NaHCO_3$, Na_2CO_3, Al, Fe_2O_3, $Ca(OH)_2$, O_2, NH_3, $Ca_3(PO_4)_2$, K_2SO_4, PbO_2

Anwendung der Oxidationszahlen

(using oxidation states)

Beispiel 5.2

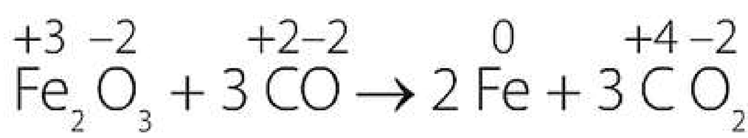
Die folgende Reaktionsgleichung beschreibt die Gewinnung von Eisen aus Eisenoxid (siehe auch Seite 83):



$$Fe_2O_3 + 3\,CO \rightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2$$

Bestimme, welche Substanz oxidiert bzw. reduziert wird:

1. Schritt Bestimmung der Oxidationszahlen (OZ) aller Elemente:



$$\overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3} + 3\,\overset{+2}{C}\overset{-2}{O} \rightarrow 2\,\overset{0}{Fe} + 3\,\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2}$$

2. Schritt Vergleich der Oxidationszahlen links und rechts:

	links	rechts		
Fe	+3	0	Aufnahme von Elektronen – OZ wird erniedrigt	Reduktion
C	+2	+4	Abgabe von Elektronen – OZ wird erhöht	Oxidation
O	–2	–2	keine Veränderung	–

Tabelle 69.1

Was ist das Oxidations- bzw. Reduktionsmittel?

Eisen wird reduziert, daher ist Fe_2O_3 das Oxidationsmittel; Kohlenstoff wird oxidiert, daher ist CO das Reduktionsmittel.

Merk & Würdig

Bei der **Oxidation** wird die Oxidationszahl erhöht (durch Abgabe von Elektronen).

Bei der **Reduktion** wird die Oxidationszahl erniedrigt (durch Aufnahme von Elektronen).

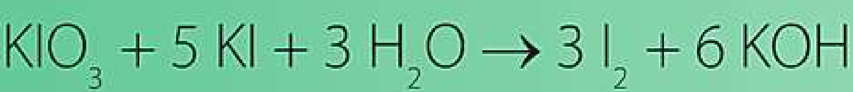
Merk & Würdig

Oxidationsmittel oxidieren einen anderen Stoff, indem sie Elektronen aufnehmen. Sie werden dabei selber reduziert.

Reduktionsmittel reduzieren einen anderen Stoff, indem sie Elektronen abgeben. Sie werden dabei selber oxidiert.

Beispiel 5.3

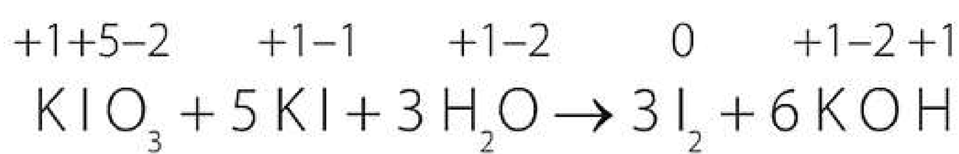
Die folgende Reaktionsgleichung beschreibt die Reaktion von Kaliumiodat und Kaliumiodid zu elementarem Iod:



$$KIO_3 + 5\,KI + 3\,H_2O \rightarrow 3\,I_2 + 6\,KOH$$

Bestimme, welche Substanz oxidiert bzw. reduziert wird:

1. Schritt Bestimmung der Oxidationszahlen aller Elemente:



$$\overset{+1}{K}\overset{+5}{I}\overset{-2}{O_3} + 5\,\overset{+1}{K}\overset{-1}{I} + 3\,\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} \rightarrow 3\,\overset{0}{I_2} + 6\,\overset{+1}{K}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H}$$

2. Schritt Vergleich der Oxidationszahlen links und rechts:

	links	rechts		
K	+1	+1	keine Veränderung	–
I	+5	0	Aufnahme von Elektronen–OZ wird erniedrigt	Reduktion
O	–2	–2	keine Veränderung	–
I	–1	0	Abgabe von Elektronen–OZ wird erhöht	Oxidation

Tabelle 69.2

Was ist das Oxidations- bzw. Reduktionsmittel?

Das Iod in KIO_3 wird reduziert, daher ist KIO_3 das Oxidationsmittel; das Iod in KI wird oxidiert, daher ist KI das Reduktionsmittel.

Beispiel 5.4

Aus den Teilgleichungen $Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3\,e^-$ und $Cl_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,Cl^-$ soll die Gesamtgleichung ermittelt werden:

1. Schritt Um die Zahl der Elektronen in den beiden Teilgleichungen auszugleichen, werden die kleinsten gemeinsamen Vielfachen der Elektronenzahlen gesucht (hier $3 \cdot 2 = 6$). Die erste Gleichung muss daher mit 2, die zweite mit 3 multipliziert werden, damit sich die Zahl der im Oxidationsschritt abgegebenen und im Reduktionsschritt aufgenommenen Elektronen ausgleichen:


$Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3\,e^- \,|\cdot 2 \Rightarrow 2\,Fe \rightarrow 2\,Fe^{3+} + 6\,e^-$


$Cl_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,Cl^- \,|\cdot 3 \Rightarrow 3\,Cl_2 + 6\,e^- \rightarrow 6\,Cl^-$

2. Schritt Addieren der beiden Gleichungen

3. Schritt Eisen- und Chlorid-Ionen verbinden sich zu 2 Formeleinheiten $FeCl_3$. Die Bildung dieser Formel kann man sich anschaulich anhand des Modells von Lego-Steinen in **Abb. 68.1** vorstellen.

Die Gesamtgleichung lautet daher: $2\,Fe + 3\,Cl_2 \rightarrow 2\,FeCl_3$

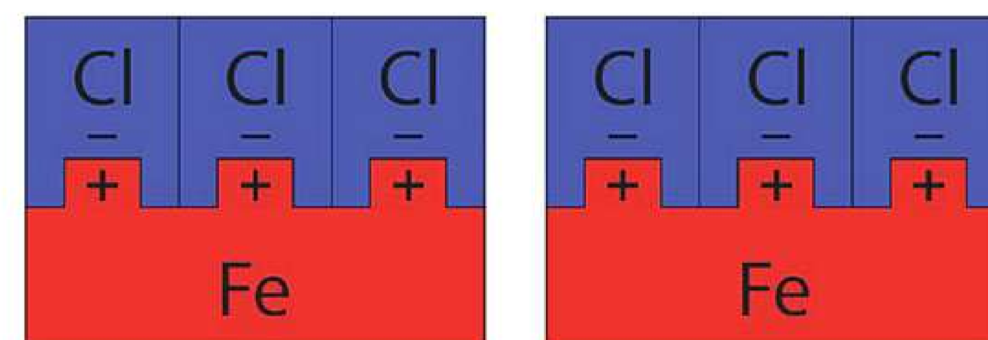


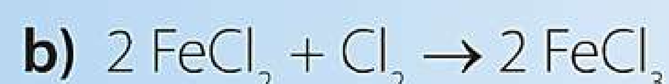
Abb. 68.1

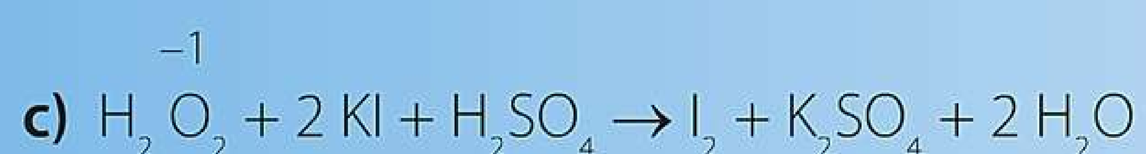
Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du überprüfen, ob du mit Reaktionsabläufen umgehen kannst:

Ü 5.8 Bestimme bei folgenden Reaktionsgleichungen Reduktions- und Oxidationsmittel:


a) $2\,Na + Cl_2 \rightarrow 2\,NaCl$


b) $2\,FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow 2\,FeCl_3$


c) $H_2\overset{-1}{O}_2 + 2\,KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + 2\,H_2O$


d) $Cl_2 + 2\,NaBr \rightarrow Br_2 + 2\,NaCl$

Ü 5.9 Kaliumchromat (K_2CrO_4) ist gelb. Bei Zusatz einer Säure bildet sich oranges Kaliumdichromat ($K_2Cr_2O_7$). Für die Farben sind die beiden Ionen verantwortlich:

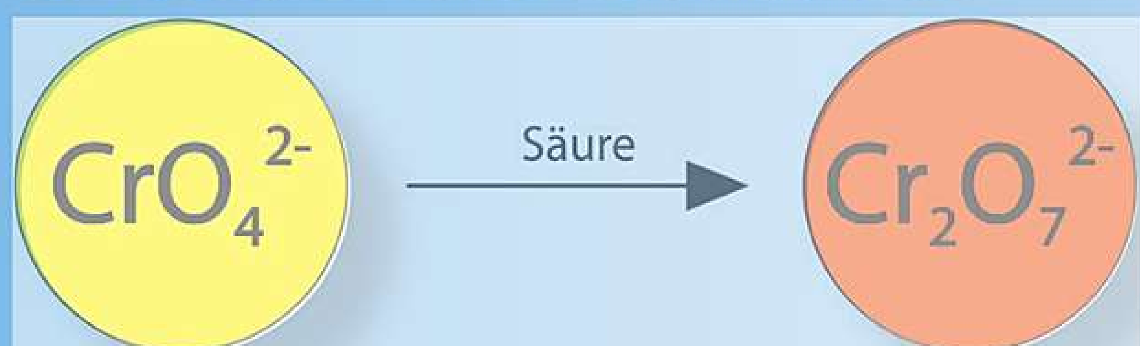


Abb. 68.2

Bestimme die Oxidationszahl von Chrom in der gelben und in der orangen Substanz. Besitzen die beiden Chrom-Atome unterschiedliche Oxidationszahlen? Erkläre, warum dies daher keine Redox-Reaktion ist.

Ü 5.10 Bestimme in folgender Reaktionsgleichung die Oxidationszahlen. Ändern sich die Oxidationszahlen der Elemente bei der Reaktion? Ist die Reaktion daher eine Redox-Reaktion? Begründe die Antwort!


$2\,NaHCO_3 + 2\,HCl \rightarrow 2\,NaCl + 2\,CO_2 + 2\,H_2O$

Ü 5.11 Ermittle aus den Teilgleichungen a) und e), b) und f), c) und g), d) und h) die vollständige Reaktionsgleichung:


a) $Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3\,e^-$


b) $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$


c) $Na \rightarrow Na^+ + e^-$


d) $Al \rightarrow Al^{3+} + 3\,e^-$


e) $O_2 + 4\,e^- \rightarrow 2\,O^{2-}$

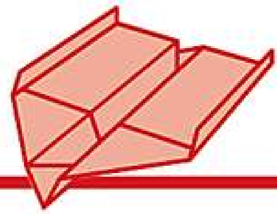

f) $Cl_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,Cl^-$


g) $Br_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,Br^-$


h) $S + 2\,e^- \rightarrow S^{2-}$

5.3 Elektrolyse *(electrolysis)*

Eine besondere Art der Redox-Reaktion ist die Elektrolyse.



Experiment

Dieses Experiment darfst du nur gemeinsam mit deinem Lehrer/deiner Lehrerin durchführen:

1. Schritt Löse etwas Kupferchlorid ($CuCl_2$) in Wasser auf.

2. Schritt Fülle die Lösung in ein U-Rohr wie in Abbildung 69.1

3. Schritt Tauche zwei Graphit-Elektroden in die Lösung und verbinde sie mit einem Trafo. (Kathode = –Pol, Anode = +Pol). Stelle die Spannung auf ca. 10 Volt.

Beobachte die Elektrolyse. Was kannst du bei den beiden Elektroden erkennen? Notiere deine Beobachtungen!

4. Schritt Warte einige Minuten und schalte dann den Trafo ab. Nimm die Kathode aus der Lösung.
Wie hat sich die Kathode verändert? Notiere deine Beobachtungen!

5. Schritt Rieche vorsichtig an der Anode.
Welchen Geruch kannst du feststellen? Notiere deine Beobachtungen!
Interpretiere die Ergebnisse der Elektrolyse von Kupferchlorid in zwei kurzen Sätzen!

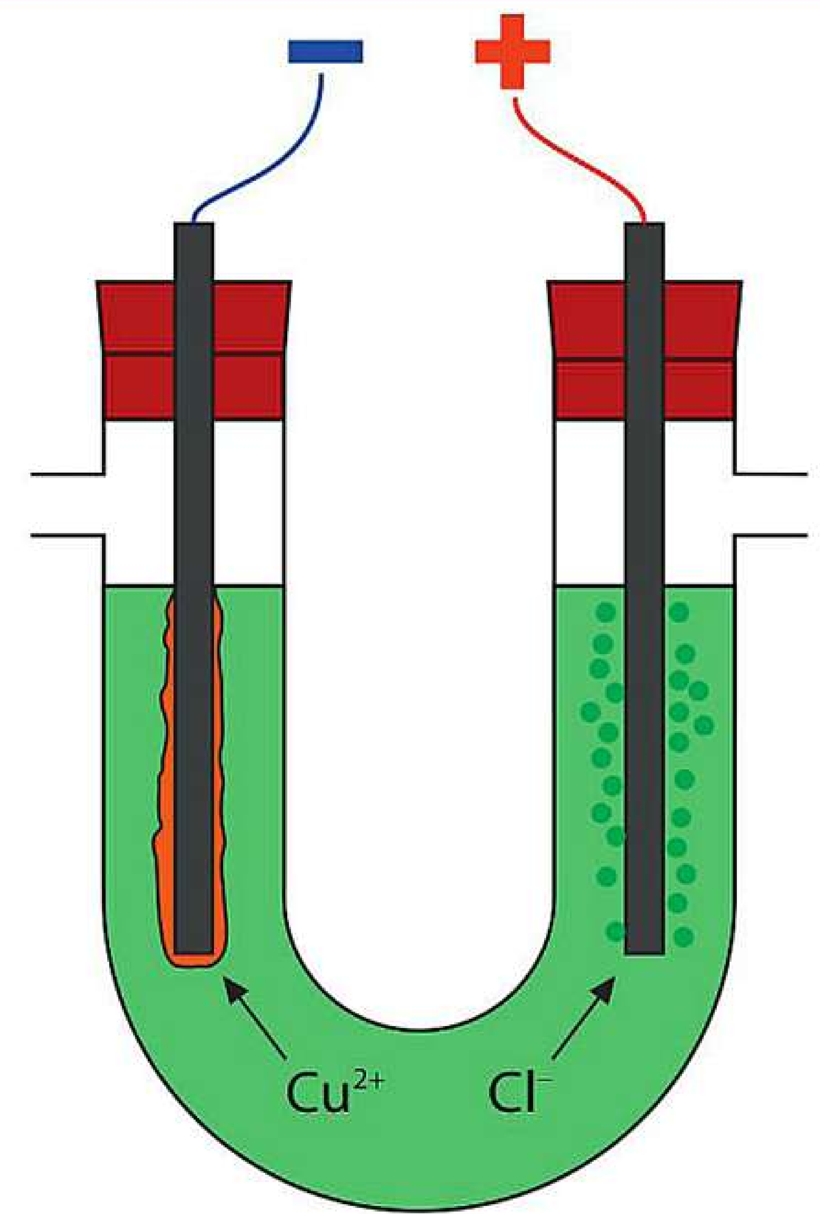


Abb. 69.1

Kupferchlorid wird beim Auflösen in Wasser in Cu^{2+} und Cl^{-}-Ionen gespalten.
Beim Anlegen einer Gleichspannung an die Elektroden wandern die Kupfer-Kationen zur Kathode (–Pol) und die Chlorid-Anionen zur Anode (+Pol). An den Elektroden findet eine Entladung der Ionen statt:

- Die Kationen nehmen an der Kathode die fehlenden Elektronen auf.
- Die Anionen geben an der Anode die überschüssigen Elektronen ab.
  Die Elektrolyse funktioniert nur, wenn in der Flüssigkeit, dem Elektrolyt, **frei bewegliche Ionen** vorhanden sind. Das ist z. B. dann der Fall, wenn Salze in Wasser gelöst oder geschmolzen werden.

  Je nachdem, in welcher Form die zu trennenden Stoffe vorliegen, unterscheidet man die **Elektrolyse wässriger Lösungen** und Elektrolyse von Schmelzen (**Schmelzflusselektrolyse** – siehe Gewinnung von Aluminium S. 81).

Kathodenreaktion:



Anodenreaktion:



Gesamtreaktion:



Merk & Würdig

Die **Kathode** gibt Elektronen ab. Sie ist das **Reduktionsmittel**.

Die **Anode** nimmt Elektronen auf. Sie ist das **Oxidationsmittel**.

Einige Anwendungsbeispiele der Elektrolyse *(uses of electrolysis)*

Chlor-Alkalielektrolyse *(chloralkali process)*
Mithilfe der Elektrolyse gewinnt man aus einer wässrigen Natriumchlorid-Lösung Chlor, Natronlauge und Wasserstroff (siehe Seite 96).

Reinigung von Kupfer *(refining copper)*
Die Anode wird aus unreinem Kupfer hergestellt, die Kathode besteht aus reinem Kupfer. Der Elektrolyt ist eine Kupfersulfat-Lösung. Während der Elektrolyse löst sich das Kupfer der Anode auf und scheidet sich in reiner Form an der Kathode ab. Die Verunreinigungen sinken zu Boden. Diese enthalten zum Teil wertvolle Metalle wie Platin, Gold oder Silber (siehe **Abb. 69.2**).

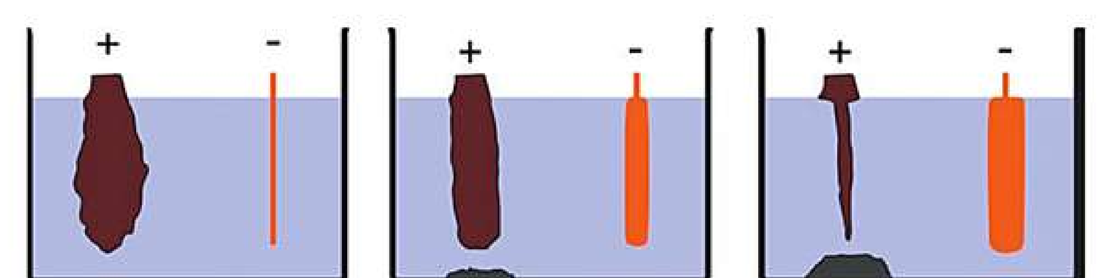


Abb. 69.2 *Reinigung von Kupfer*

Galvanisieren *(electroplating, galvanising)*
Beim Galvanisieren wird ein Metall (oder ein anderer leitender Gegenstand) mit einer dünnen Schicht eines wertvolleren Metalls überzogen, um ihn vor Korrosion zu schützen und gleichzeitig edler erscheinen zu lassen (z. B. vergolden, versilbern, verchromen siehe **Abb. 69.3**).

Das Überzugsmaterial bildet die Anode. Der zu überziehende Gegenstand wird als Kathode in den Elektrolyt eingehängt (siehe **Abb. 70.1**). Der Elektrolyt ist eine lösliche Verbindung des Überzugsmetalls. Soll z. B. ein Gegenstand versilbert werden, verwendet man eine Silberanode in einer Silbernitrat-Lösung.



Abb. 69.3 *Verchromte Motorradteile*

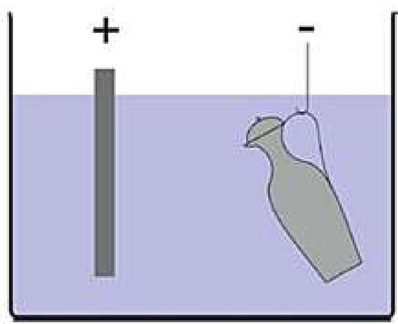


Abb. 70.1 *Galvanisieren*

Gewinnung von Aluminium *(extraction of aluminium)*
Diese erfolgt durch Schmelzflusselektrolyse von Aluminiumoxid.

Übungen

Bei folgenden Übungen kannst du das technologische Verfahren der Elektrolyse beschreiben:

Ü 5.12 Was ist die Voraussetzung dafür, dass eine Substanz elektrolysiert werden kann?

Ü 5.13 Welche Substanzen entstehen an der Kathode bzw. Anode bei der Elektrolyse von geschmolzenem Kaliumbromid (KBr)?

Ü 5.14 Bestimme bei folgenden Elementen, ob sie Kationen oder Anionen bilden und von welcher Elektrode sie demnach bei der Elektrolyse angezogen werden: Eisen, Chlor, Magnesium, Natrium, Iod, Kupfer

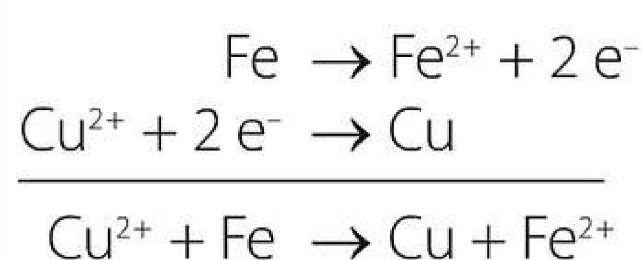
5.4 Elektrochemische Spannungsreihe *(reactivity series)*

Die Spannungsreihe der Metalle *(reactivity series of metals)*

Experiment

1. Reduktion von Cu^{+2} durch Fe

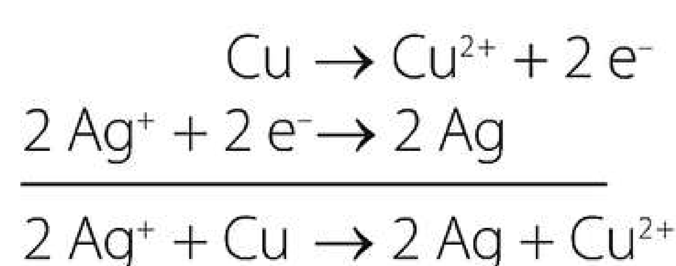
Taucht man einen Eisennagel in eine Kupfersulfatlösung, so wird er sich mit einer Kupferschicht überziehen. Gleichzeitig gehen Eisen-Ionen in Lösung. Sie können durch das Auftreten einer tiefblauen Farbe beim Zusatz einer Lösung von rotem Blutlaugensalz – $K_3[Fe(CN)_6]$ nachgewiesen werden.



$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\,e^-$$
$$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$$
$$Cu^{2+} + Fe \rightarrow Cu + Fe^{2+}$$

2. Reduktion von Ag^+ durch Cu

Taucht man ein poliertes Stück Kupfer in eine Silbernitratlösung, so überzieht sich das Kupfer mit einer Silberschicht. Gleichzeitig gehen Kupfer-Ionen in Lösung, die durch die Bildung einer tiefblauen Farbe beim Zusatz von Ammoniak nachgewiesen werden können.



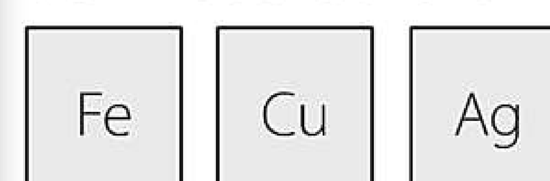
$$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\,e^-$$
$$2\,Ag^+ + 2\,e^- \rightarrow 2\,Ag$$
$$2\,Ag^+ + Cu \rightarrow 2\,Ag + Cu^{2+}$$

Oxidation ist die
- Aufnahme von Sauerstoff,
- Erhöhung der Oxidationszahl,
- Abgabe von Elektronen.

Reduktion ist die
- Abgabe von Sauerstoff,
- Erniedrigung der Oxidationszahl,
- Aufnahme von Elektronen.

Ein **Oxidationsmittel** oxidiert einen anderen Stoff und wird selber reduziert. Ein **Reduktionsmittel** reduziert einen anderen Stoff und wird selber oxidiert.

Als Ergebnis der beiden Experimente sieht man Folgendes:
Eisen reduziert Kupfer und Kupfer reduziert Silber. Reiht man die Elemente nach steigendem Reduktionsvermögen, erhält man folgende Anordnung:



Das Eisen ist also von den drei Metallen das stärkste Reduktionsmittel und reduziert die rechts von ihm stehenden Metall-Ionen.
Aufgrund weiterer Versuche mit verschiedenen Metallen und Metallsalzlösungen lässt sich die **elektrochemische Spannungsreihe der Metalle** aufstellen. Hier ein Auszug daraus:

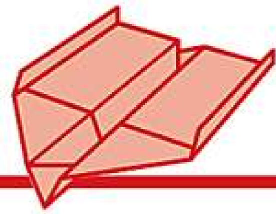


Abb. 70.2

- **Unedle Metalle** stehen auf der linken Seite der Spannungsreihe. Sie sind starke Reduktionsmittel und lassen sich daher leicht oxidieren.
- **Edelmetalle** stehen auf der rechten Seite der Spannungsreihe. Sie sind nur schwer zu oxidieren. Daher kommen sie in der Natur hauptsächlich in elementarer Form, d. h. nicht gebunden, vor.
- In dieser Reihe steht auch der **Wasserstoff**, weil er wie die Metalle Kationen bildet. Alle vor dem Wasserstoff stehenden Metalle reduzieren Wasserstoff-Ionen zu elementarem Wasserstoff, d. h., sie setzen bei der Reaktion mit verdünnten Säuren Wasserstoff frei.

Merk & Würdig

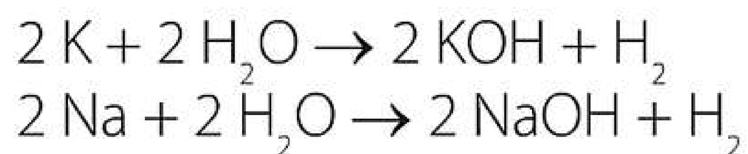
Spannungsreihe der Metalle:
- Ein Metall reduziert die Ionen aller rechts von ihm stehenden Metalle.
- Edelmetalle stehen rechts.
- Unedle Metalle stehen links.
- Das unedlere Metall löst sich auf, das edlere scheidet sich ab.



Experiment

1. Reaktion von Kalium bzw. Natrium mit Wasser

Gibt man ein kleines Stück Kalium bzw. Natrium in Wasser, so entstehen in beiden Fällen Wasserstoff und eine Lauge (Kalilauge bzw. Natronlauge). Während das Natrium ohne Feuererscheinung reagiert, entzündet sich bei der Reaktion von Kalium mit Wasser der gebildete Wasserstoff von selbst. Kalium reagiert also heftiger als Natrium, es reduziert Wasserstoff-Ionen stärker als das Natrium.

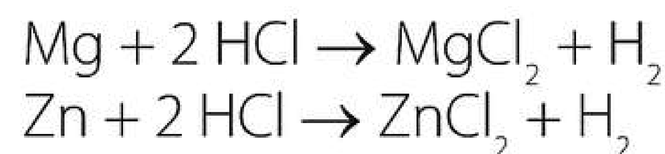


$2\,K + 2\,H_2O \rightarrow 2\,KOH + H_2$

$2\,Na + 2\,H_2O \rightarrow 2\,NaOH + H_2$

2. Reaktion von Magnesium bzw. Zink mit verdünnter Salzsäure

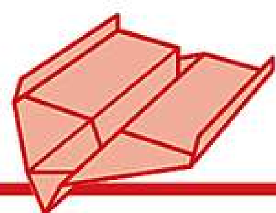
Das weiter links in der Spannungsreihe stehende Magnesium reagiert mit Salzsäure heftiger als das weiter rechts stehende Zink. In beiden Fällen ensteht Wasserstoff:



$Mg + 2\,HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$

$Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

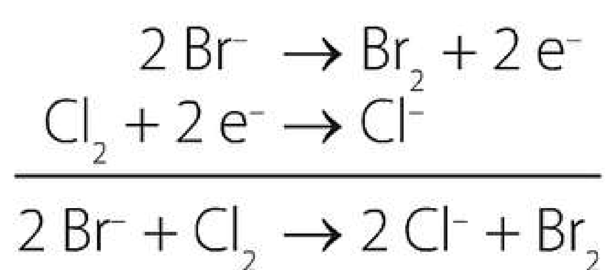
Die Spannungsreihe der Nichtmetalle *(reactivity series of non-metals)*



Experiment

1. Reaktion von Bromid mit Chlor

Beim Einleiten von elementarem Chlor in eine Kaliumbromidlösung scheidet sich elementares Brom ab.



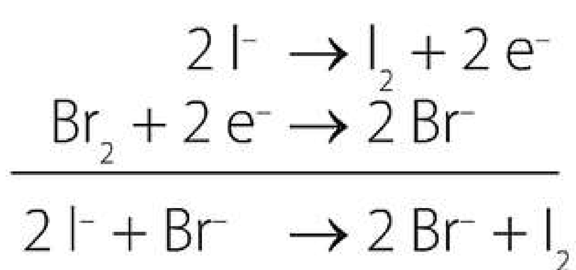
$2\,Br^- \rightarrow Br_2 + 2\,e^-$

$Cl_2 + 2\,e^- \rightarrow Cl^-$

$2\,Br^- + Cl_2 \rightarrow 2\,Cl^- + Br_2$

2. Reaktion von Iodid mit Brom

Bei Zusatz von Bromwasser zu einer Kaliumiodidlösung wird elementares Iod freigesetzt.



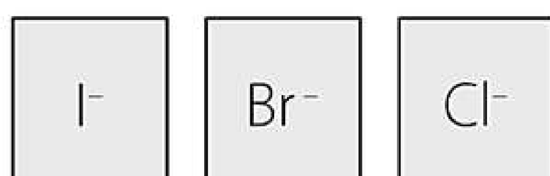
$2\,I^- \rightarrow I_2 + 2\,e^-$

$Br_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,Br^-$

$2\,I^- + Br^- \rightarrow 2\,Br^- + I_2$

- Chlor oxidiert Bromid-Ionen zu elementarem Brom. Bromid-Ionen reduzieren elementares Chlor zu Chlorid-Ionen.
- Brom oxidiert Iodid-Ionen zu elementarem Iod bzw. Iodid-Ionen reduzieren elementares Brom zu Bromid-Ionen.

Reiht man diese drei Nichtmetalle so wie die Metalle nach abnehmender Reduktionskraft, so kommt man zur **Spannungsreihe der Nichtmetalle**:



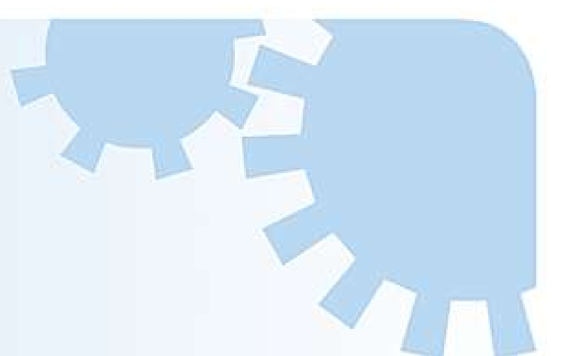
Iodid-Ionen reduzieren also Br_2 bzw. Cl_2, Bromid-Ionen reduzieren Cl_2. Keine Reaktion tritt hingegen ein bei Zusatz von Br_2 zu einer Chlorid-Lösung oder von I_2 zu einer Bromid-Lösung.

Merk & Würdig

Spannungsreihe der Nichtmetalle:

Ein Nichtmetall-Ion reduziert alle rechts von ihm stehenden Nichtmetalle.

Übungen



Mit folgenden Übungen zur elektrochemischen Spannungsreihe lernst du, Stoffeigenschaften und Reaktionsabläufe systematisch zu begründen und zu analysieren.

Ü 5.15 Welches Element wird reaktionsfähiger sein – Calcium oder Aluminium?

Ü 5.16 Welches Gas entsteht, wenn ein Metall mit Wasser oder mit einer Säure reagiert?

Ü 5.17 Welche Reaktion ist zu erwarten, wenn man einen Zinkstab in eine Kupfersulfat-Lösung taucht?

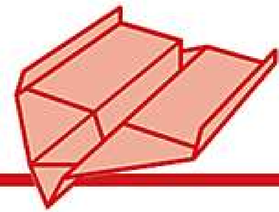
Ü 5.18 Was wird passieren, wenn man Eisen in eine verdünnte Salzsäure gibt? Wird es sich auflösen?

Ü 5.19 Was wird passieren, wenn man Gold in eine verdünnte Salzsäure gibt? Wird es sich auflösen?

Ü 5.20 Vom Element Cobalt kennt man folgende Versuchsergebnisse:
- Es reagiert mit verdünnter Salzsäure unter Bildung von Wasserstoff.
- Eisen reduziert Cobalt-Ionen, Cobalt reduziert Nickel-Ionen.

An welcher Stelle der Spannungsreihe müsste Cobalt eingeordnet werden?

Galvanische Elemente *(galvanic cells)*



Experiment

Taucht man ein Stück Magnesium und ein Stück Kupfer in eine Natriumchlorid-Lösung, so kann man zwischen den beiden Metallen eine Spannung messen. Ein dazwischen geschaltetes Glühlämpchen leuchtet auf.

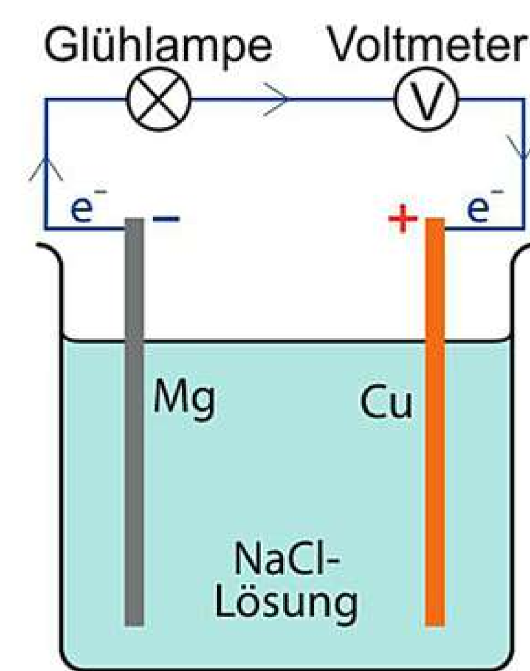


Abb. 72.1 *Eine Batterie aus Magnesium und Kupfer*

Beispiele für ...

gemessene Spannungsdifferenz

Magnesium/Kupfer	2,70 V
Eisen/Kupfer	0,79 V
Zink/Blei	0,64 V
Eisen/Blei	0,31 V

Tabelle 72.1

Das Magnesium steht in der Spannungsreihe links vom Kupfer. Es hat daher eine stärkere Reduktionskraft, d. h., es gibt leichter Elektronen ab als das Kupfer. In der Kombination von Magnesium mit Kupfer wird also das Magnesium der negative Pol und das Kupfer der positive Pol sein. Die Elektronen fließen somit vom Magnesium zum Kupfer. Zwischen den beiden Metallen besteht eine **elektrische Spannung.**

Solche Zusammenstellungen von zwei unterschiedlichen Redox-Paaren nennt man **Galvanische Elemente**. Kombiniert man verschiedene Redox-Paare in der oben dargestellten Weise, erhält man jedes Mal andere Spannungen.

Merk & Würdig

Galvanisches Element:

Das **Normalpotential** eines Redoxpaares ist die Spannung zwischen seiner Normalelektrode und der Normal-Wasserstoffelektrode.

Der **Normal-Wasserstoffelektrode** wird das Normalpotential Null zugeordnet.

Das Normalpotential *(electromotive force)*

Für genaue Messungen der Spannung verwendet man

- **Normalelektroden:** Das sind Metalle, die in eine 1-molare Metallsalzlösung tauchen (z. B. Kupfer in einer 1-molaren Cu^{2+}-Lösung). Diese verbindet man mit einer
- **Normal-Wasserstoffelektrode.** Dazu wird ein Platin-Blech in eine 1-molare Salzsäure getaucht und von gasförmigem Wasserstoff umspült.

Jede Normalelektrode besitzt im Vergleich zur Normal-Wasserstoffelektrode eine bestimmte Spannung. Diese nennt man Normalpotential E^0.

Zink steht in der Spannungsreihe links vom Wasserstoff. Es besitzt eine stärkere Reduktionskraft und gibt daher leichter Elektronen ab. Die Normal-Zinkelektrode ist der negative Pol, die Normal-Wasserstoffelektrode der positive Pol (siehe **Abb. 72.2**) Das Normalpotential der Normal-Zinkelektrode ist negativ.

Kupfer steht in der Spannungsreihe rechts vom Wasserstoff. Es besitzt daher eine schwächere Reduktionskraft und gibt daher weniger leicht Elektronen ab. Die Normal-Kupferelektrode ist daher der positive Pol, die Normal-Wasserstoffelektrode der negative Pol (siehe **Abb. 72.3**). Das Normalpotential der Normal-Kupferelektrode ist positiv.

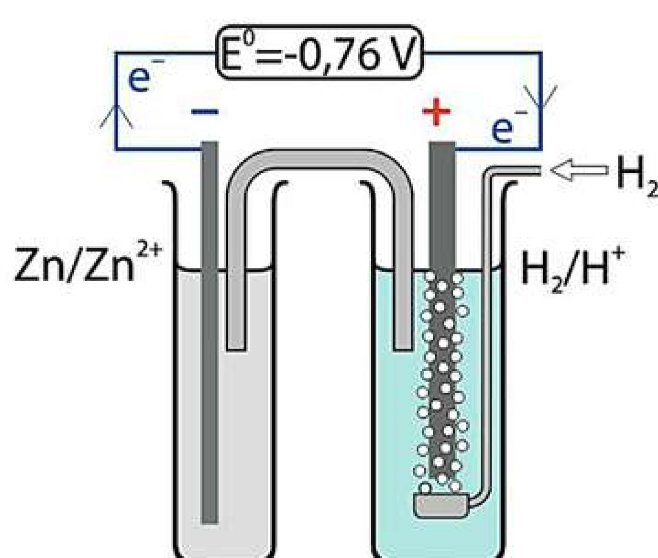


Abb. 72.2 *Normalpotential der Normal-Zinkelektrode*

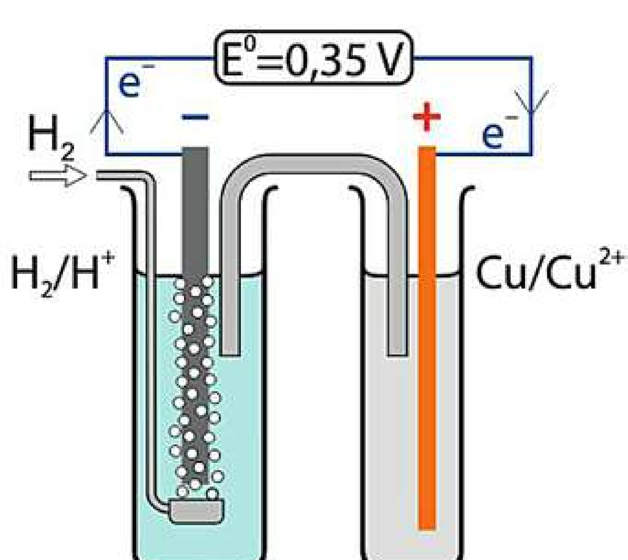


Abb. 72.3 *Normalpotential der Normal-Kupferelektrode*

Die elektrochemische Spannungsreihe der Elemente
(reactivity series of the elements)

Ordnet man die Redox-Paare der Metalle und Nichtmetalle nach ihren Normalpotentialen, so erhält man die **elektrochemische Spannungsreihe der Elemente**.

Jedes Redox-Paar besteht aus einem Reduktions- und einem zugehörigen Oxidationsmittel.
Z. B. Redoxpaar K/K^+:

- Das Kalium-Atom gibt ein Elektron ab und wird zum Kalium-Ion oxidiert. Das Kalium-Atom ist daher das Reduktionsmittel.
- Umgekehrt nimmt das Kalium-Ion ein Elektron auf und wird zum Kalium-Atom reduziert. Das Kalium-Ion ist also das Oxidationsmittel.

Reduktions-mittel	⇌	Oxidations-	+	e^-	E^0 (V)
K	⇌	K^+	+	e^-	–2,92
Ca	⇌	Ca^{2+}	+	2 e^-	–2,82
Na	⇌	Na^+	+	e^-	–2,71
Mg	⇌	Mg^{2+}	+	2 e^-	–2,34
Ti	⇌	Ti^{2+}	+	2 e^-	–1,75
Al	⇌	Al^{3+}	+	3 e^-	–1,67
Zn	⇌	Zn^{2+}	+	2 e^-	–0,76
S^{-2}	⇌	S	+	2 e^-	–0,50
Fe	⇌	Fe^{2+}	+	2 e^-	–0,44
Ni	⇌	Ni^{2+}	+	2 e^-	–0,25
Pb	⇌	Pb^{2+}	+	2 e^-	–0,13
H_2	⇌	2 H^+	+	2 e^-	0
Cu	⇌	Cu^{2+}	+	2 e^-	+0,35
2 I^-	⇌	I_2	+	2 e^-	+0,53
Ag	⇌	Ag^+	+	e^-	+0,81
Hg	⇌	Hg^{2+}	+	2 e^-	+0,85
2 Br^-	⇌	Br_2	+	2 e^-	+1,07
2 Cl^-	⇌	Cl_2	+	2 e^-	+1,36
Au	⇌	Au^{3+}	+	3 e^-	+1,42
2 F^-	⇌	F_2	+	2 e^-	+2,85

Reduktionskraft der Metalle und Nichtmetall-Ionen nimmt ab

Oxidationskraft der Metall-Ionen und Nichtmetalle nimmt zu

Tabelle 73.1

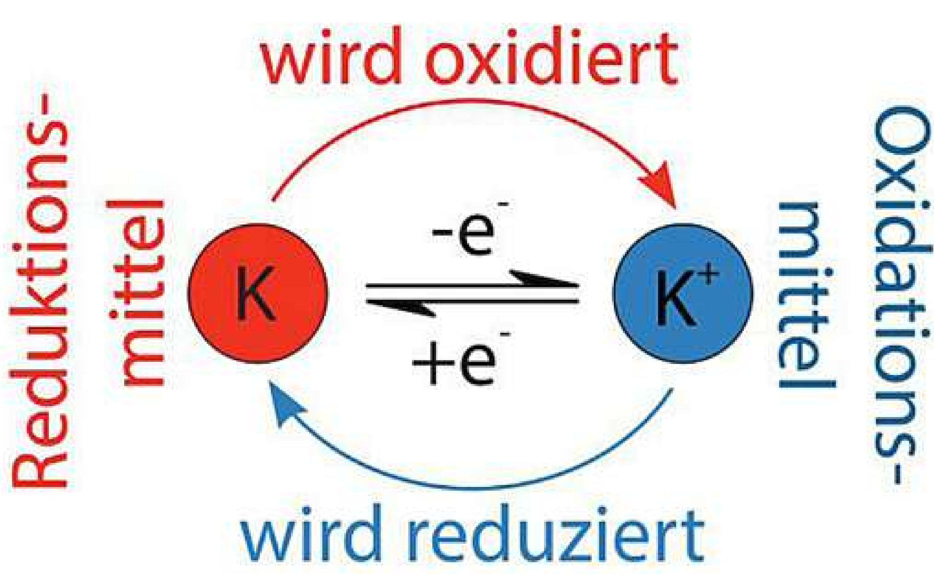
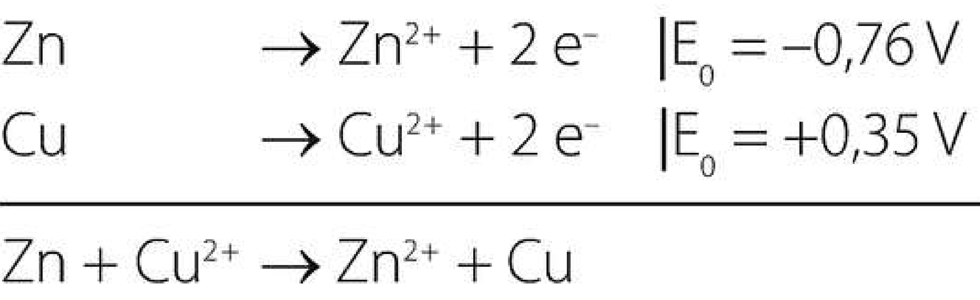


Abb. 73.1

Durch Kenntnis der Spannungsreihe der Elemente ist es möglich, den Ablauf einer Redoxreaktion vorherzusagen. Bei der Kombination zweier Redox-Paare reduziert das in der Tabelle höhere stehende das darunterliegende. Je größer der Unterschied zwischen den Normalpotentialen ist, umso vollständiger wird die Reaktion verlaufen.

Beispiel 5.5

Taucht man ein Zinkplättchen in eine Kupfersulfat-Lösung, scheidet sich Kupfer am Zink ab, weil das Redoxpaar Zn/Zn^{2+} ein geringeres Normalpotential hat als das Paar Cu/Cu^{2+}.



$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^- \quad |E_0 = -0{,}76\,V$

$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\,e^- \quad |E_0 = +0{,}35\,V$

$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

Übungen

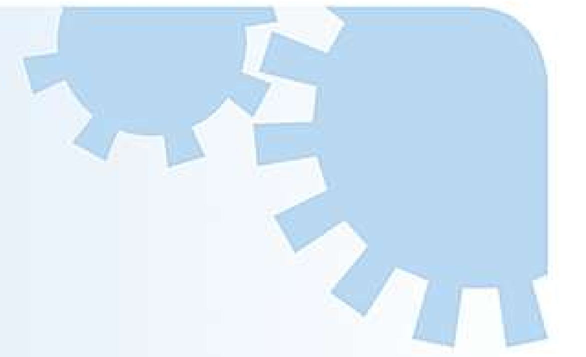
Mit folgenden Übungen zur elektrochemischen Spannungsreihe zeigst du, dass du Stoffeigenschaften und Reaktionsabläufe beherrscht, naturwissenschaftliche Arbeitsmehtoden anwenden und Ergebnisse abschätzen kannst.

Ü 5.21 Wiederhole die Begriffe „Oxidationszahl", „Oxidation", „Reduktion", „Oxidationsmittel", „Reduktionsmittel"

Ü 5.22 Wie kann man aus den Normalpotentialen die Spannungsdifferenz zweier Metalle in einem galvanischen Element berechnen? Vergleiche dazu die Spannungsdifferenz von **Tab. 72.1** mit den Normalpotentialen der betreffenden Elemente in **Tab. 73.1.**

Ü 5.23 Man verbindet eine Normal-Eisenelektrode und eine Normal-Kupferelektrode in einem galvanischen Element wie in **Abb. 72.3**. Welche Spannung wird man messen?

Übungen



Ü 5.24 Was ist zu erwarten, wenn man

a) ein Eisenblech in eine Kupfersulfat-Lösung taucht?

b) ein Kupferblech in eine Eisensulfat-Lösung taucht?

Ü 5.25 Erhitzt man Magnesium und Kupferoxid, so reagieren sie nach der Gleichung

$Mg + CuO \rightarrow Cu + MgO$.

a) Schreib die Redox-Paare an, die an der Reaktion beteiligt sind.

b) Wie groß sind ihre Normalpotentiale?

c) Welches ist das stärkere Reduktionsmittel?

d) Ist die Reaktion umkehrbar, d. h., könnte man aus Kupfer und Magnesiumoxid wieder Magnesium gewinnen? (Betrachte die Normalpotentiale!)

Ü 5.26 Welche der folgenden Metalle lösen sich in Salzsäure unter Bildung von Wasserstoff auf? Schreib die Reaktionsgleichungen an.

Zink, Eisen, Kupfer, Gold, Silber, Magnesium

Ü 5.27 Was ist zu erwarten, wenn man:

a) Brom in eine Natriumchlorid-Lösung gibt?

b) Chlor in eine Natriumbromid-Lösung einleitet?



Abb. 74.1

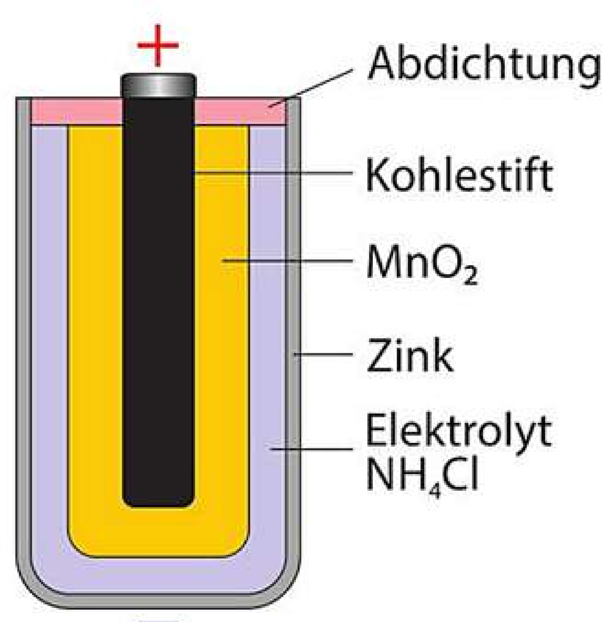


Abb. 74.2 *Aufbau eine Zink-Kohle-Batterie*

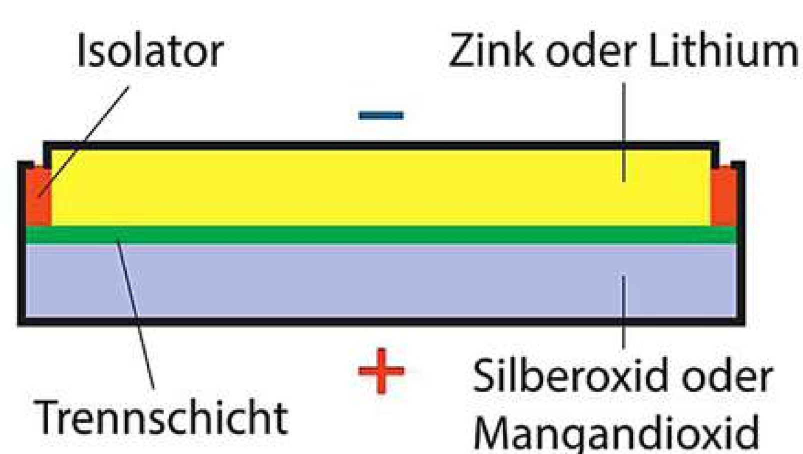


Abb. 74.3 *Aufbau einer Knopfzelle*

5.5 Batterien und Akkus *(batteries and rechargeable batteries)*

Batterien *(batteries)*

Für die Herstellung von Batterien nützt man die unterschiedlichen Normalpotentiale verschiedener Metalle aus. Je nach Anwendungszweck unterscheidet man

- **Batterien** (nicht wieder aufladbar – „Einwegbatterie") und
- **Akkus** (wieder aufladbar – „Mehrweg-Batterie")

Die am meisten verwendeten Batterien sind die **Zink-Kohle-Batterie** (ZnC) und die **Alkali-Mangan-Batterie** (AlMn) sowie die **Knopfzellen**.

- Die **Zink-Kohle-Batterie** (siehe **Abb 74.2**) ist die einfachste Batterie. Sie ist preisgünstig, daher weit verbreitet und wird vor allem für weniger anspruchsvolle Anwendungen eingesetzt. Ein Zink-Becher bildet die Kathode (–Pol). Die Anode (+Pol) ist ein Kohlestab, der mit Manganoxid (MnO_2) umgeben ist. Als Elektrolyt befindet sich dazwischen eine Paste aus Ammoniumchlorid oder Zinkchlorid und Wasser. Dabei gibt Zink Elektronen ab, die vom Mangan aufgenommen werden. Die Zink-Kohle-Batterie ist heute fast vollständig durch die Alkali-Mangan-Batterie ersetzt.
- Die **Alkali-Mangan-Batterie** besitzt eine höhere Belastbarkeit als die Kohle-Zink-Batterie. Sie ist die heute am meisten verwendete Einweg-Batterie. Eine Mischung aus Mangandioxid und Grafit bildet die Kathode, eine Paste aus Zink und Kaliumhydroxid die Anode. Dazwischen befindet sich eine für Ionen durchlässige Schicht aus faserigem Papier. Wie bei der Zink-Kohle-Batterie gibt das Zink die Elektronen an das Mangan ab.
- Die hauptsächlich verwendeten **Knopfzellen** (siehe **Abb 74.3**) bestehen aus einer Kombination von Silberoxid/Zink („Silberoxid" genannt) oder aus Lithium/Mangandioxid („Lithium" genannt). Die Bezeichnung der Knopfzellen ist genormt. So bedeutet z. B. die Bezeichnung „CR2025" eine Lithium-Batterie mit einem Durchmesser von 20 mm und einer Höhe von 2,5 mm. Silberoxid-Knopfzellen erkennt man an der Bezeichnung „SR".

Die wichtigsten Akkus sind der **Nickel-Cadmium-Akku** (NiCd), der **Nickel-Metallhydrid-Akku** (NiMH) und der **Lithium-Ionen-Akku**.

- Der **Nickel-Cadmium-Akku** besteht aus mehreren dünnen übereinandergewickelten Platten, die mit den entsprechenden Materialien beladen sind: Im geladenen Zustand ist Nickelhydroxid – $Ni(OH)_3$ die positive und Cadmium die negative Elektrode. Der Elektrolyt besteht aus Kaliumhydroxid. Da Cadmium ein sehr giftiges Metall und daher für die Umwelt sehr belastend ist, wurde es im **Nickel-Metallhydrid-Akku** durch eine wasserstoffspeichernde Legierung ersetzt.
- **Lithium-Ionen-Akkus** (siehe **Abb 75.1**) bestehen ebenfalls aus gewickelten Platten (Grafitanode und Kathode aus Kobaltoxid). Im geladenen Zustand sind die Lithium-Ionen in der Kathode eingelagert ($LiCoO_2$). Während des Entladens gehen die Lithium-Ionen in die Grafitanode. Beim Laden des Akkus werden sie wieder in das Kobaltoxid zurückgepumpt.
  Lithium-Ionen-Akkus besitzen höchste Belastbarkeit und werden heute hauptsächlich für Mobiltelefone, Digitalkameras, Notebooks etc. verwendet.

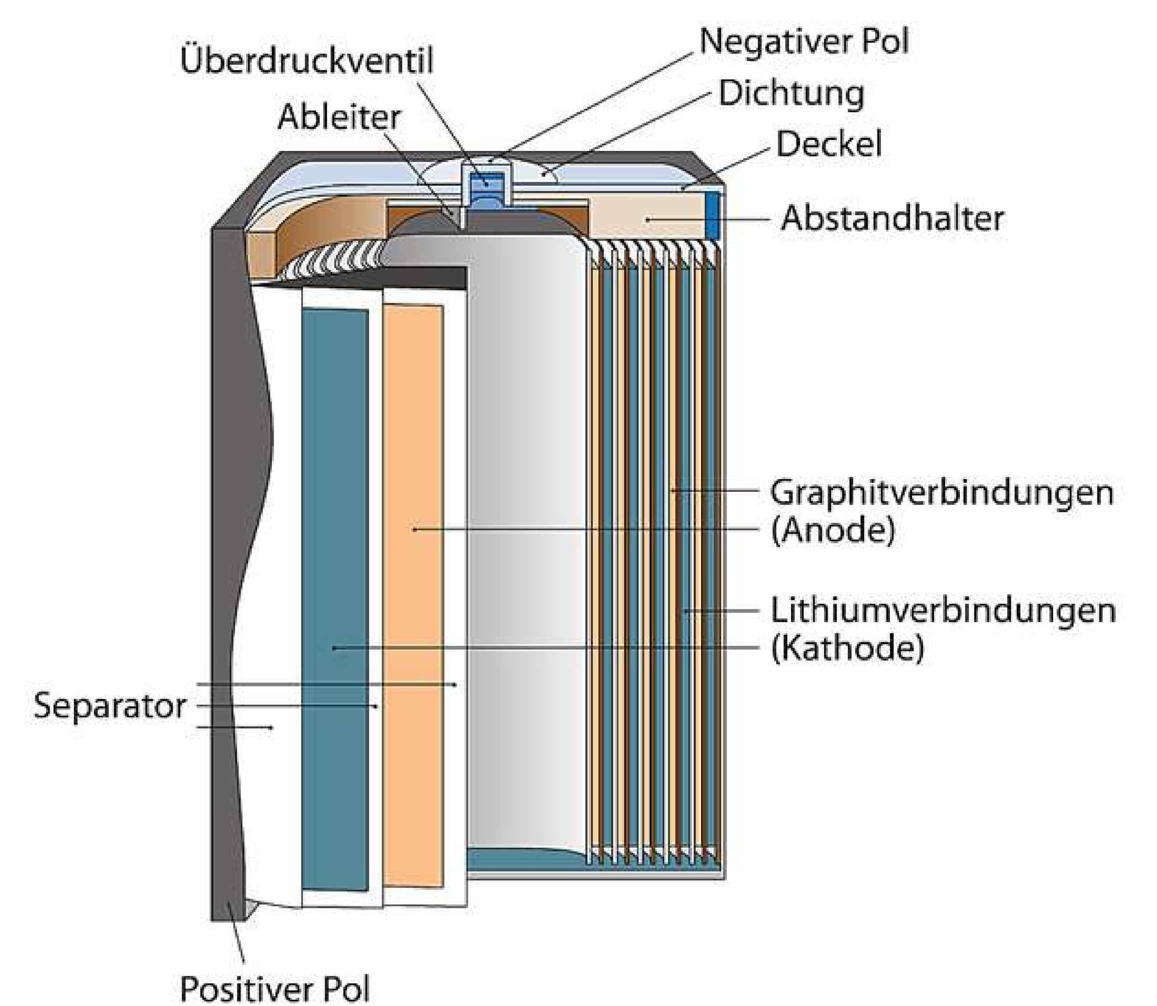


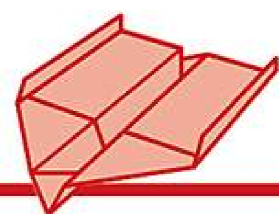
Abb. 75.1 *Aufbau eines Li-Ionen-Akkus*

Lithium-Ionen-Akku
Entladevorgang:

$LiCoO_2 + C \rightarrow CoO_2 + LiC$
Ladevorgang:

$LiC + CoO_2 \rightarrow LiCoO_2 + C$

Bleiakkumulator (Autobatterie) *(lead-acid battery)*



Experiment

Taucht man zwei Bleiplatten in 20 %-ige Schwefelsäure, so überziehen sie sich nach kurzer Zeit mit einer weißen Schicht (Bleisulfat – $PbSO_4$). Legt man einige Minuten eine Spannung von etwa 4 V an die Platten an, so färbt sich die Kathode unter Bildung von elementarem Blei grau und die Anode unter Bildung von Bleidioxid – PbO_2 – braun. Verbindet man die beiden Platten nach Abschalten des Stroms mit einem Voltmeter, kann man etwa 2 Volt Spannung ablesen. Schließt man den Stromkreis z. B. über ein Glühlämpchen, fließt Strom.

Beim Anlegen einer Spannung an die gleichartigen, mit Bleisulfat überzogenen Platten wird elektrische Energie zugeführt. Diese wird in Form von chemischer Energie gespeichert und beim Entladen wieder als elektrische Energie abgegeben.

Beim **Entladen** des Akkumulators fließt ein Strom von der Bleiplatte zur Bleidioxidplatte:

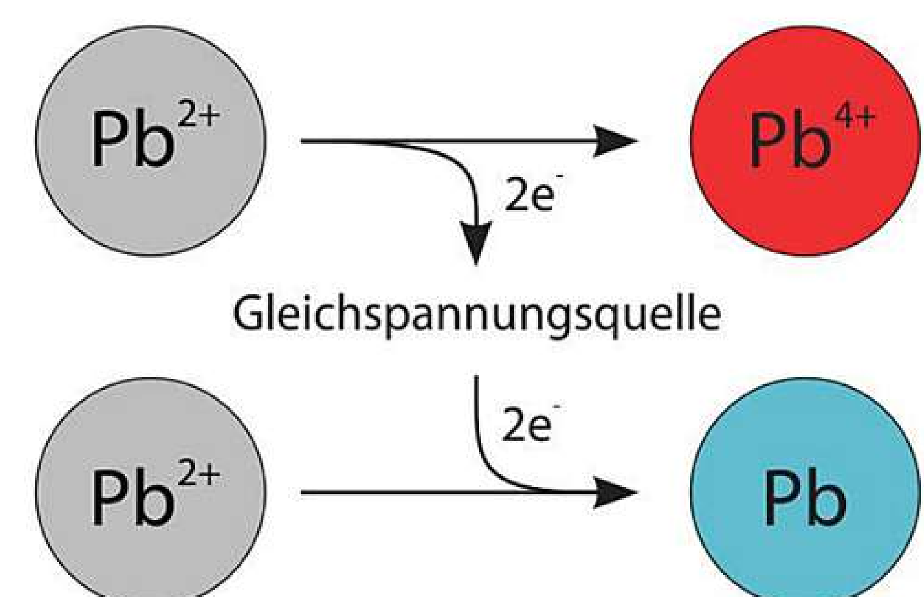
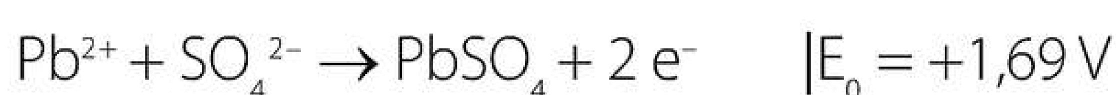


Abb. 75.2 *Ladevorgang des Bleiakkus*

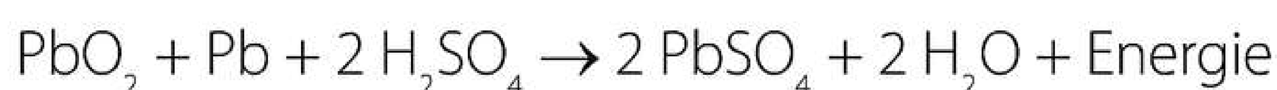
Kathodenreaktion:


$$Pb^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 + 2\,e^- \qquad |E_0 = +1{,}69\,V$$

Anodenreaktion:


$$PbO_2 + 4\,H^+ + SO_4^{2-} + 2\,e^- \rightarrow PbSO_4 + 2\,H_2O \qquad |E_0 = -0{,}36\,V$$

Gesamtreaktion des Entladevorgangs:


$$PbO_2 + Pb + 2\,H_2SO_4 \rightarrow 2\,PbSO_4 + 2\,H_2O + \text{Energie}$$

Zum **Laden** des Akkumulators (siehe **Abb 75.2**) schließt man die ursprüngliche Bleidioxidplatte an den positiven Pol, die ursprüngliche Bleiplatte an den negativen Pol der äußeren Stromquelle. Die chemischen Prozesse kehren sich um, und aus Bleisulfat und Wasser entstehen wieder Blei, Bleidioxid und Schwefelsäure.


$$PbO_2 + Pb + 2\,H_2SO_4 \underset{\text{laden}}{\overset{\text{entladen}}{\rightleftharpoons}} 2\,PbSO_4 + 2\,H_2O + \text{Energie}$$

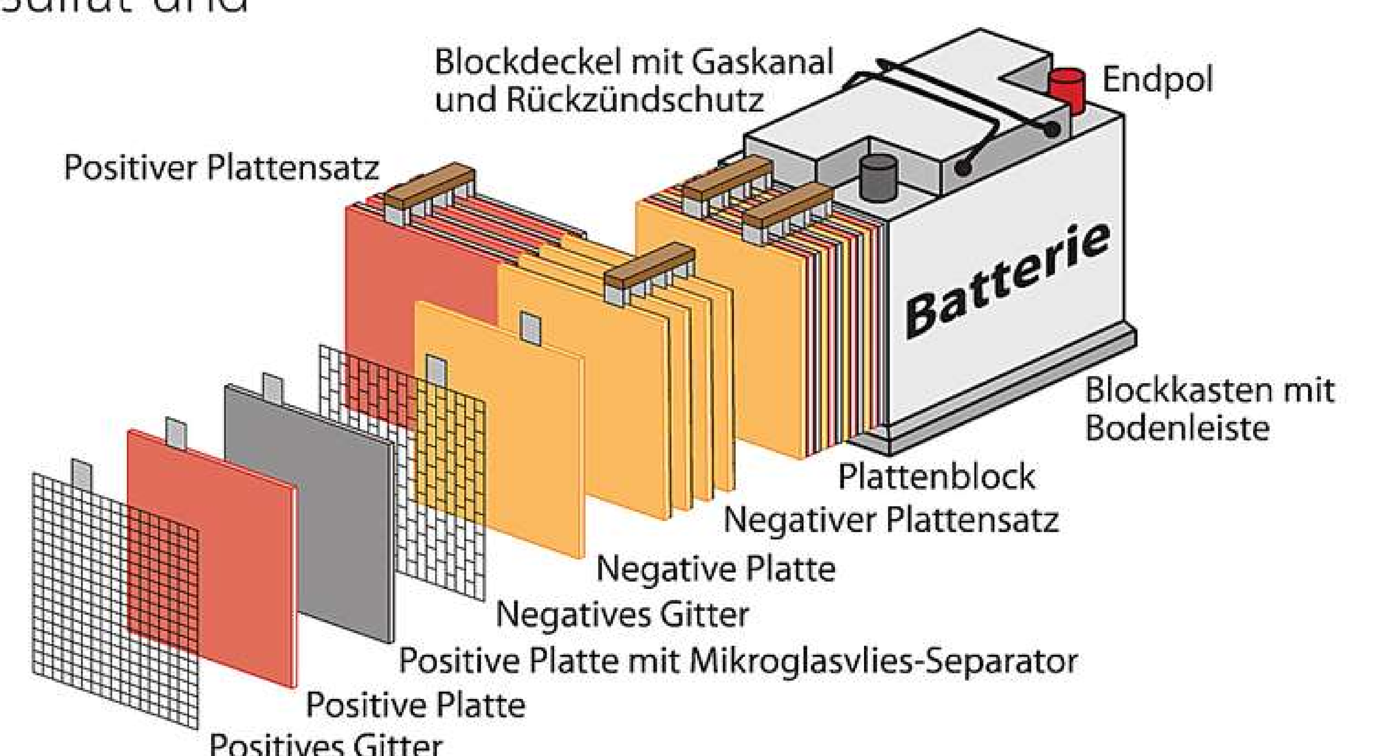


Abb. 75.3 *aufgeschnittener Bleiakku*

Ergänzung & Ausblick



Neue Batterie lässt sich sehr rasch aufladen

Fort Collins (SN, sda). US-Forscher haben den Prototypen einer neuen 3-D-Batterie entworfen. Die Konstruktion ähnelt Handy- und Laptop-Batterien. Mit einer dreidimensionalen Struktur aber lassen sich die Akkus schneller aufladen als bisher und könnten so auch in Elektroautos zum Einsatz kommen. Bei herkömmlichen Lithium-Ionen-Batterien dauert das Aufladen mehrere Stunden, die neue Batterie lädt sich in 12 Minuten voll auf. Für den Schnellladeeffekt wurde die Chemie verändert. In konventionellen Lithium-Ionen-Akkus bestehen die positiven Elektroden aus Lithium und ihre negativen Gegenpole aus Kohlenstoff (Grafit). Im neuen Prototyp wird die Grafit-Elektrode durch Nanodrähte aus Antimonid ersetzt, einer Legierung aus Kupfer und Antimon. Diese Nanodrähtchen haben eine große Oberfläche und können so doppelt so viele Lithium-Ionen speichern wie die gleiche Menge Grafit.

Salzburger Nachrichten, 3.5.2011

Thema & Gesellschaft

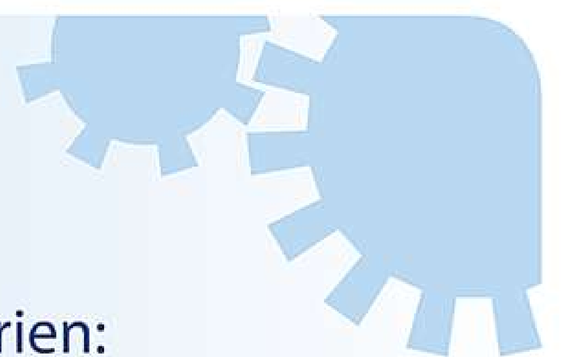


Aus alt mach neu: Starterbatterien

Das Umweltforum Starterbatterien (UFS) sammelte in den vergangenen 15 Jahren österreichweit 13 Millionen Fahrzeug-Altbatterien. Die darin enthaltenen 138.000 Tonnen Blei wurden zu 99 Prozent recycelt und für die Produktion von neuen Fahrzeugbatterien verwendet. Endverbraucher können ihre Altbatterien unentgeltlich bei den Gemeindesammelstellen sowie überall dort zurückgeben, wo neue Autobatterien verkauft werden. Die verbrauchten Batterien kommen nach Arnoldstein in Kärnten zur BMG Metall und Recycling GmbH, einem Entsorger von bleihaltigen Reststoffen. Getrennt wird unter anderem die in den Batterien enthaltene Schwefelsäure, die gereinigt und zu Natriumsulfat verarbeitet wird, welches für die Produktion von Waschmitteln und Glas benötigt wird. Das Gehäusematerial Polypropylen wird ebenfalls wiederverwertet.

Salzburger Nachrichten, 13.12.2011

Übungen



Mit folgenden Übungen zeigst du, dass du die Bedeutung von Rohstoffen für Wirtschaft, Technik, Gesellschaft und Umwelt erklären kannst und fachspezifische Informationen aus unterschiedlichen Medien beschaffen kannst.

Beantworte die folgenden Fragen mithilfe des Internets, z. B. Hompages bekannter Hersteller von Batterien:

Ü 5.28 Warum muss man Batterien fachgerecht entsorgen? Welche Folgen sind sonst zu erwarten? Welche Stoffe in Batterien sind gefährlich?

Versuche, die folgenden Fragen sowie weitere Anwendungsmöglichkeiten der Nanotechnologie mithilfe von Fachbüchern oder des Internets zu klären:

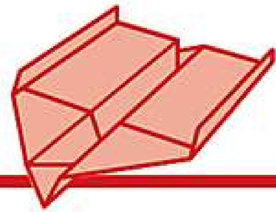
Ü 5.29 Im Zeitungsartikel von „Ergänzung & Ausblick" (siehe oben) ist die Rede von Nanodrähten. Was versteht man darunter? Welche Größe besitzen sogenannte „Nano-Partikel"?

5.6 Korrosion *(corrosion)*



Abb. 77.1

Von **Korrosion** spricht man, wenn ein Metall von Luft, Wasser oder anderen Substanzen seiner Umgebung angegriffen wird.



Experiment

Das folgende Experiment kannst du selber durchführen:

Was verursacht das Rosten von Eisen? Gib in drei Reagenzgläser jeweils einen Eisennagel. In das erste Reagenzglas gib etwas Calciumchlorid um die Luftfeuchtigkeit zu entziehen. Das zweite Glas fülle völlig mit frisch abgekochtem Wasser. Das dritte Glas enthält Wasser und Luft. Verschließe alle drei Gläser luftdicht.

Was kannst du beobachten? Dokumentiere die Ergebnisse des Experiments:

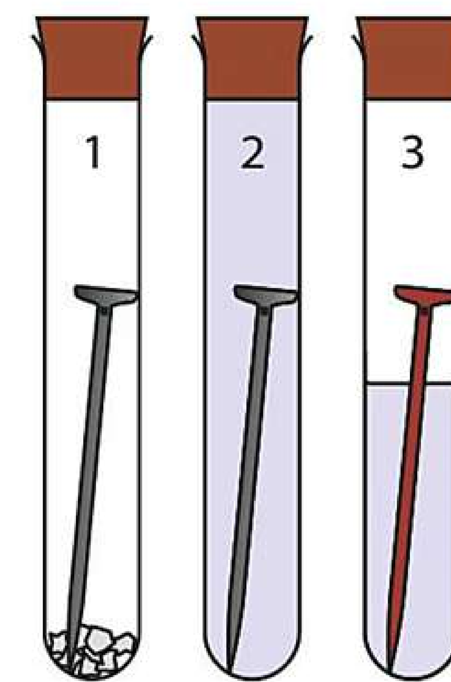
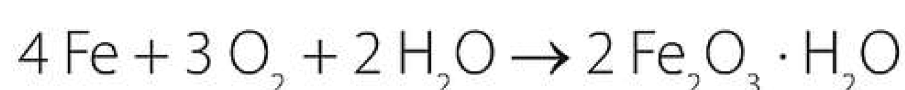


Abb. 77.2

Im Experiment rosten die Nägel in den beiden Gläsern 1 und 2 nicht. Der Nagel in Glas 3 rostet, es bildet sich Eisenoxidhydrat.



$4\,Fe + 3\,O_2 + 2\,H_2O \rightarrow 2\,Fe_2O_3 \cdot H_2O$

Eisen und Stahl müssen also vor dem Angriff von Wasser und Luft geschützt werden, um das Rosten zu verhindern. Dies geschieht durch unterschiedliche Verfahren, wie

- **Anstreichen**,
- **Einfetten** (z. B. Werkzeug oder Maschinenteile),
- **Überziehen mit Kunststoff** (z. B. Gartenmöbel) oder
- **Überziehen mit anderen Metallen** (z. B. Konservendosen werden mit Zinn überzogen, Wasserhähne mit Chrom, Autoteile mit Zink).
- Ein besonderes Verfahren ist der Schutz von Eisen und Stahl durch **Opferanoden** (*sacrificial protection*). Das sind Magnesium- oder Zinkblöcke, die an die zu schützenden Teile angebracht werden (siehe **Abb. 77.3**). Vor allem wird diese Methode bei Schiffen verwendet. Die reaktionsfähigeren Metalle Magnesium oder Zink korrodieren anstelle des Eisens und werden dabei verbraucht (deshalb der Name „Opferanode" – *sacrificial anode*). Sie müssen immer wieder ersetzt werden.

  $2\,Zn + O_2 + 2\,H_2O \rightarrow 2\,Zn(OH)_2$
- Eine weitere Methode ist die Legierung von Eisen mit anderen Metallen (z. B. mit Chrom und Nickel) zur Herstellung von **rostfreiem Stahl**[1] (*stainless steel*).



Abb. 77.3 *Opferanode*



Abb. 77.4 *Walt-Disney-Concert Hall in Los Angeles aus rostfreiem Stahl*

Korrodiert Aluminium? *(does aluminium corrode?)*

Aluminium ist reaktionsfähiger als Eisen. Es wäre daher zu erwarten, dass Aluminium rascher korrodiert als Eisen. Tatsächlich wird Aluminium an seiner Oberfläche von Sauerstoff angegriffen und bildet eine Oxidschicht. Im Gegensatz zum Rost ist die Oxidschicht dicht und lässt keinen weiteren Sauerstoff durch. Dadurch wird das darunterliegende Metall vor einem weiteren Angriff geschützt. Der Rost hingegen ist blättrig und das darunter liegende Eisen kann weiter von Wasser und Sauerstoff angegriffen werden.

Die Oxidschicht des Aluminiums kann durch Anodisieren noch verstärkt werden. Das Werkstück aus Aluminium ist dabei die Anode. Gleichzeitig lassen sich in diese Schicht Farbstoffe einlagern. Man nennt dies „**Eloxal-Verfahren**[1]" (siehe **Abb. 77.5**).



Abb. 77.5 *Eloxierte Karabiner*

[1] Markennamen sind z. B. Cromargan, Nirosta, VA-Stahl, Edelstahl rostfrei …

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du Einsatzgebiete verschiedener Metalle ermitteln:

Ü 5.30 Warum kann man eine Opferanode zum Schutz von Eisen aus den Metallen Magnesium oder Zink herstellen, nicht aber aus Kupfer?

Ü 5.31 Schau dich in deiner Umgebung um und finde Gegenstände, die aus Edelstahl oder eloxiertem Aluminium bestehen.

5.7 Vorkommen der Metalle *(occurance of metals)*

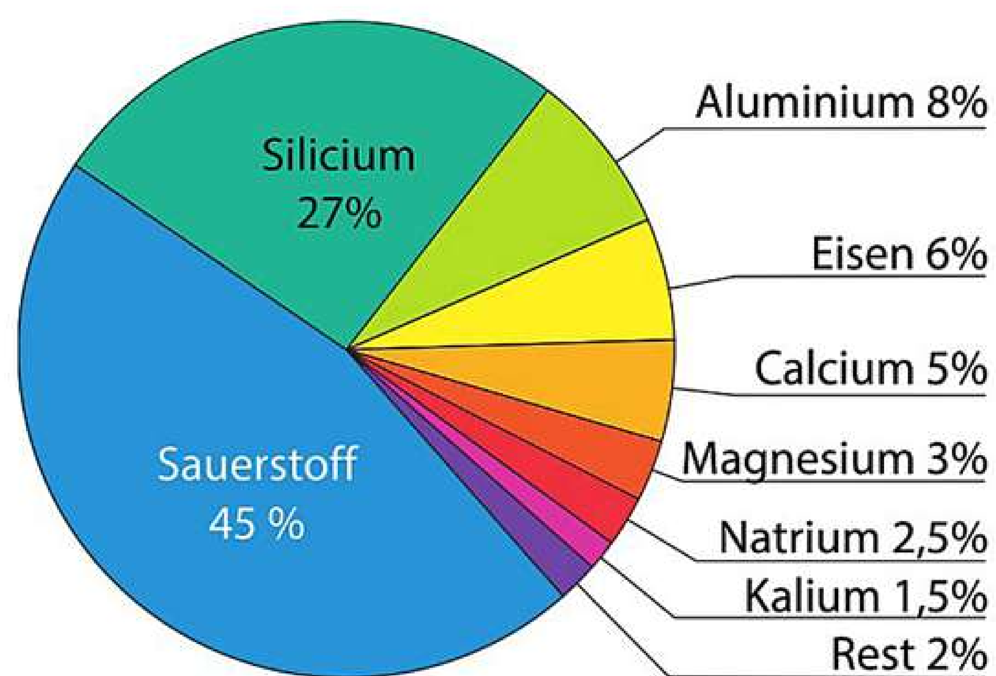


Abb. 78.1 *Anteile der Elemente in der Erdkruste*

Die äußerste, etwa 16 km dicke Schichte unserer Erde wird auch als „Erdrinde" oder „Erdkruste" bezeichnet. Sie besteht zu fast drei Viertel aus den beiden Elementen Sauerstoff und Silicium (siehe **Abb. 78.1**). Gemeinsam bilden sie die Verbindung Siliciumdioxid (Quarz) – SiO_2. Die meisten Sandvorkommen auf der Erde bestehen aus Siliciumdioxid. Sauerstoff findet sich auch in Verbindungen mit Metallen wie Aluminiumoxid, Eisenoxid oder Calciumcarbonat (Kalk, Marmor).

Der Rest der Erdkruste enthält im Wesentlichen nur sechs Metalle. Den größten Anteil davon hat das Aluminium, gefolgt von Eisen.

Die restlichen Elemente machen nicht einmal 2 Prozent der Erdkruste aus. Viele von ihnen sind sogar äußerst selten (z. B. Gold mit $4 \cdot 10^{-7}$ %).



Abb. 78.2 *Goldnuggets*

Erze und gediegenes Vorkommen *(ores and native metals)*

Im Allgemeinen kommen Metalle in Form von chemischen Verbindungen (Oxide, Sulfide, Carbonate u. a.) im Gemenge mit **„taubem Gestein[1]"** in Erzen vor. Edelmetalle (z. B. Gold und Platin) findet man teilweise auch ungebunden, d. h. elementar **(gediegenes Vorkommen)**. Infolge der geringen Konzentration im Gestein ist dieses Vorkommen aber häufig nicht abbauwürdig.

Erze werden im Bergbau gewonnen. Dieser erfolgt im Wesentlichen bis zu einer Tiefe von 2 000 m, in Südafrika bis zu 5 000 m. Eine Ausnahme dabei bildet der **steirische Erzberg**, bei dem Eisenerz im Tagbau gewonnen wird. Da die gesuchten Metallverbindungen stets von unterschiedlichen Mengen an nicht metallhältigem Gestein begleitet werden, sind in erster Linie Erzlagerstätten mit hohen Metallanteilen von wirtschaftlichem Interesse. Von den wichtigen Schwermetallen wird in Österreich nur mehr Eisen in Form von Spateisenstein (Eisencarbonat – $FeCO_3$ – mit 31 – 32 % Eisen) am steirischen Erzberg abgebaut.



Abb. 78.3 *Kupfernuggets[2]*

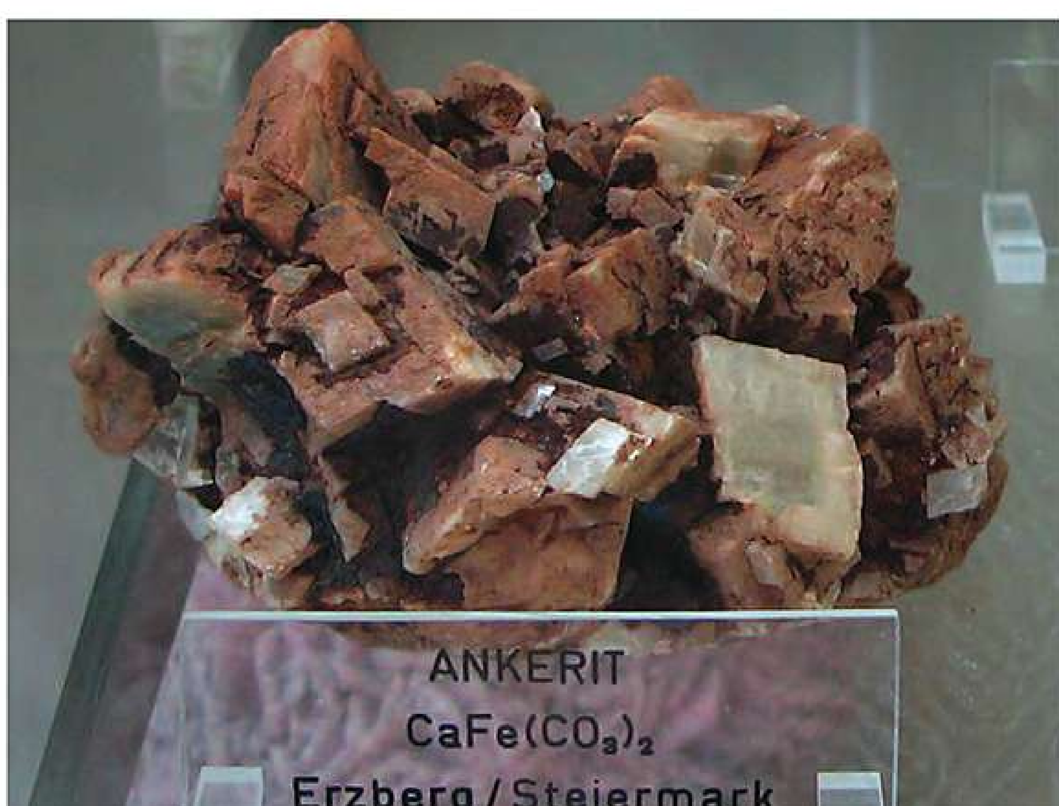


Abb. 78.4 *Eisenerz (Ankerit)*



Abb. 78.5 *Zinkblende (ZnS)*



Abb. 78.6 *Buntkupferkies*

[1] taubes Gestein = nicht verwertbares Gestein
[2] Als Nuggets bezeichnet man natürlich vorkommende Metallklumpen.

Übungen

In den folgenden Übungen zeigst du, dass du Eigenschaften und Herstellungsverfahren einiger wichtiger Metalle fachgerecht benennen kannst und dir fachspezifische Informationen aus unterschiedlichen Medien beschaffen kannst:

Ü 5.32 Die wichtigste natürlich vorkommende Kupferverbindung ist das Kupfersulfid – Cu_2S. Man findet es z. B. im Mineral Chalkosin (Kupferglanz). Berechne, wie viel reines Kupfer man theoretisch aus 1 Tonne Cu_2S gewinnen könnte.

Ü 5.33 Erkläre, warum es keine gediegenen Vorkommen z. B. von Natrium oder Magnesium gibt.

Ü 5.34 Was heißt „Gold waschen"? Erkläre die Funktionsweise. Kann man in Österreich Gold waschen?

Ü 5.35 Suche möglichst aktuelle Daten über die Gewinnung von Eisen, Aluminium, Gold und Silber. Welche Länder sind jeweils die weltgrößten Produzenten? Wie hoch ist ihre Jahresproduktion? Verwende dazu folgende Stichwörter: Jahresproduktion, Welt, Eisen, Aluminium, Gold, Silber

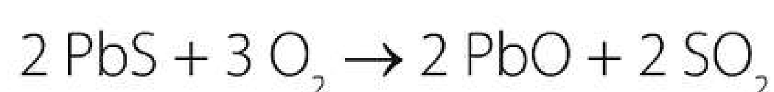
Ü 5.36 Suche möglichst aktuelle Daten über die Gewinnung von Eisenerz am steirischen Erzberg. Wie groß sind die Abbaumenge pro Jahr und Menge an gewonnenem Erz? Welchen Eisengehalt hat das Erz? Verwende zur Suche folgende Stichwörter: Erzproduktion, Erzberg, Steiermark

5.8 Gewinnung aus den Erzen *(extracting from the ores)*

Aufbereitung der Erze *(preparation of ores)*

Die Trennung der eigentlichen Metallverbindung vom tauben Gestein, auch als **Gangart** bezeichnet, erfolgt mit verschiedenen physikalischen Trennverfahren. Um Transportkosten zu sparen, wird diese erste Aufbereitung noch im Ursprungsland durchgeführt. Erst das angereicherte Konzentrat wird weltweit gehandelt.

Da die Metalle in den Erzen als Kationen vorliegen, erfolgt ihre Gewinnung ausschließlich durch **Reduktion**, wobei man meist von den Oxiden ausgeht (Carbonate und Sulfide werden erst durch **„Rösten"**, d. h. Erhitzen mit Luftsauerstoff, in Oxide überführt).



$2\ PbS + 3\ O_2 \rightarrow 2\ PbO + 2\ SO_2$



$FeCO_3 \rightarrow FeO + CO_2$

Das dabei gewonnene Schwefeldioxid kann zu Schwefelsäure (siehe Seite 133) weiterverarbeitet werden.



Abb. 79.1 *Steirischer Erzberg*

Reduktion der Metallverbindungen *(reduction of metal compounds)*

Das billigste und daher am meisten verwendete Reduktionsmittel ist der Kohlenstoff in Form von **Koks** oder **Kohlenstoffmonoxid** – CO. Kohlenstoff kann allerdings nicht für alle Metalloxide verwendet werden. Er bildet nämlich mit stark elektropositiven Elementen wie Aluminium, Titan, Alkali- und Erdalkalielementen **Carbide**.

Verbindungen dieser Metalle müssen mit **Wasserstoff** oder durch **Elektrolyse** reduziert werden. So wird Titandioxid mit Wasserstoff reduziert und Aluminiumoxid durch Elektrolyse.



$TiO_2 + 2\ H_2 \rightarrow Ti + 2\ H_2O$

Beispiele für ...

einige Carbide:

Aluminiumcarbid Al_4C_3

Calciumcarbid CaC_2

Titancarbid TiC



Abb. 80.1 *Ilmenit (besteht aus 48 % Eisen(II)-oxid und 52 % Titandioxid)*

Metall	Reduktionsmittel
Kalium Calcium Natrium Magnesium Titan Aluminium	Wasserstoff, Elektrolyse
Zink Eisen Blei	Kohlenstoff, Kohlenstoffmonoxid
Edelmetalle	gediegenes Vorkommen

Tabelle 80.1

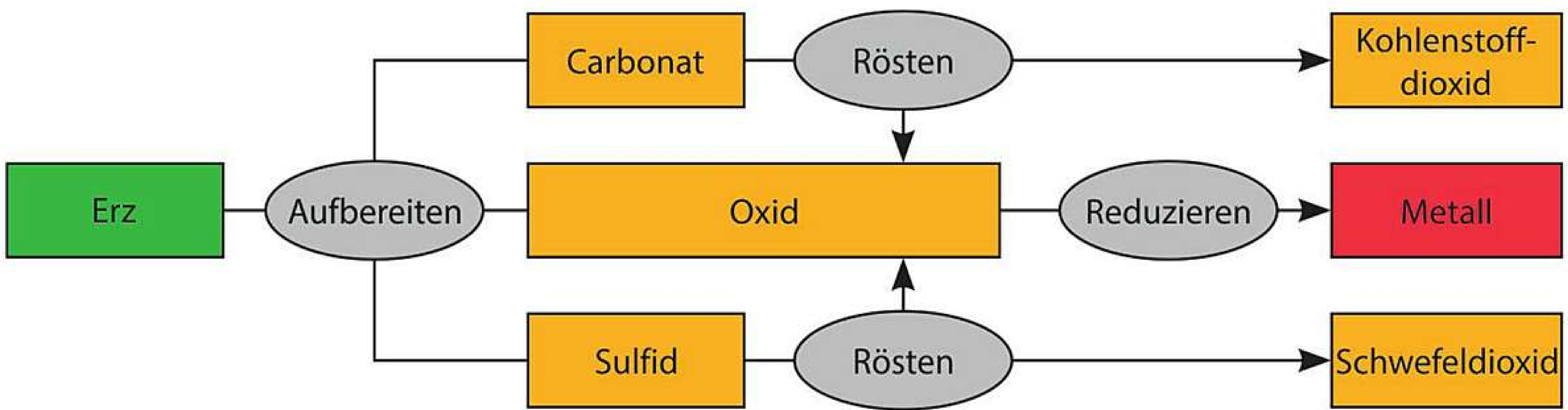


Abb. 80.2

Übungen

Mit folgenden Übungen zeigst du, dass du Herstellungsverfahren von Metallen in Fachsprache beschreiben kannst:

Ü 5.37 Was versteht man unter „Aufbereiten" von Erzen?

Ü 5.38 *What are the side products of roasting oxides or sulfides?*

Ü 5.39 Warum wird für die Gewinnung der Edelmetalle kein Reduktionsmittel benötigt?

Ü 5.40 Bei der Gewinnung von Kupfer erfolgt die Reduktion durch eine Reaktion von Kupfer(I)-sulfid mit Kupferoxid: $Cu_2S + 2\,CuO \rightarrow 4\,Cu + SO_2$. Was wird oxidiert?

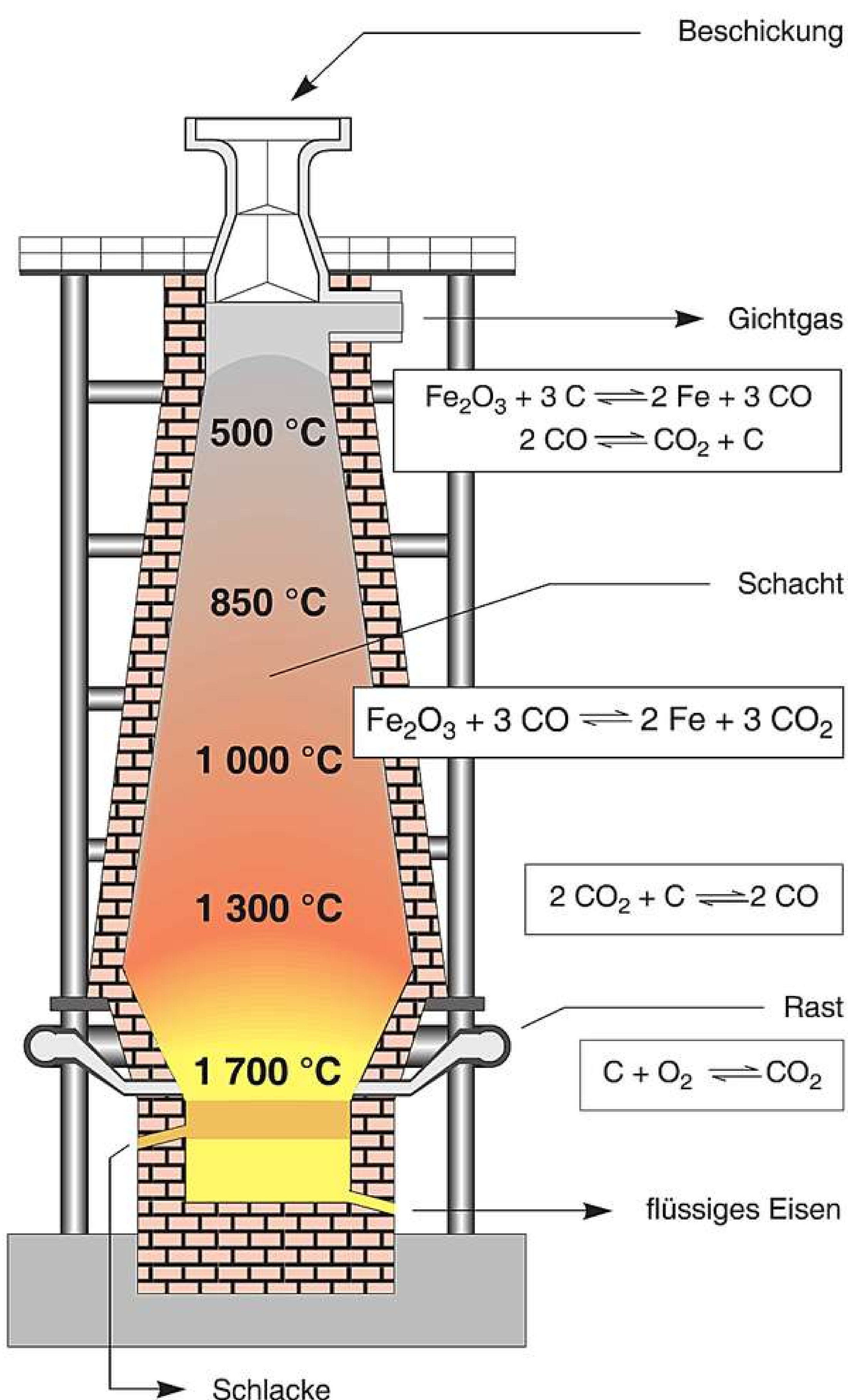


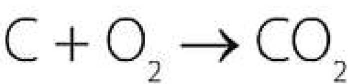
Abb. 80.3 *Die Vorgänge im Hochofen*

Gewinnung von Eisen im Hochofen *(extracting iron in the blast furnace)*

Das technisch und mengenmäßig wichtigste Metall ist Eisen. Es wird aus Eisenoxiden mit Kohlenstoff reduziert. Der Hochofen (siehe **Abb. 80.3**) wird mit **Eisenerz**, dem **Reduktionsmittel Koks** (C) und **Zuschlägen**, wie z. B. Kalk ($CaCO_3$) beschickt.

Der Kalk soll fremde Bestandteile, wie z. B. Quarz (SiO_2), in eine leicht schmelzbare Form **(Schlacke** – *slag***)** überführen. Da die Temperatur im Hochofen nach unten hin zunimmt und sich die Komponenten beim Erhitzen ausdehnen, ist der Hochofen kegelförmig gebaut.
Die Reduktion des Eisenoxids erfolgt dabei in verschiedenen Stufen:

1. Stufe: Der Koks verbrennt
Im unteren Bereich des Hochofens (Rast) wird heiße Luft eingeblasen. Der Koks verbrennt zu Kohlenstoffdioxid.



$C + O_2 \rightarrow CO_2$

2. Stufe: Bildung von Kohlenstoffmonoxid-Gleichgewicht (siehe **Abb. 81.1**)
Das entstandene Kohlenstoffdioxid steigt im Hochofen auf, trifft auf unverbrannten Koks und reagiert zu Kohlenstoffmonoxid. Dabei stellt sich ein Gleichgewichtszustand mit den beiden Kohlenstoffoxiden ein (**„Boudouard-Gleichgewicht"**):



$CO_2 + C \rightleftharpoons 2\,CO \quad |\Delta H = +172\ kJ/mol$

Diese Reaktion ist endotherm und verschiebt sich durch Energiezufuhr auf die Seite der Endprodukte. Bei niedriger Temperatur liegt mehr CO_2 vor. Im unteren Hochofenteil bei Temperaturen um 1 600 °C ist nur CO vorhanden.

3. Stufe: Reduktion von Eisenoxid
Kohlenstoffmonoxid bewirkt die Reduktion von Eisenoxid unter Bildung von Kohlenstoffdioxid. Das gebildete Eisen schmilzt, tropft nach unten und sammelt sich am Boden des Hochofens.



$$Fe_2O_3 + 3\,CO \rightleftharpoons 2\,Fe + 3\,CO_2$$

Aus dem CO_2 entsteht wieder CO, das erneut als Reduktionsmittel wirkt.
Bei etwa 700 °C verschiebt sich das Boudouard-Gleichgewicht wieder auf die Seite der Ausgangsstoffe. Dadurch entsteht neben Kohlenstoffdioxid fein verteilter Kohlenstoff, der ebenfalls als Reduktionsmittel wirkt:



$$Fe_2O_3 + 3\,C \rightleftharpoons 2\,Fe + 3\,CO$$

4. Stufe: Abstich von Roheisen und Schlacke
Insgesamt funktioniert der Hochofenprozess im Gegenstromverfahren: Die festen Bestandteile werden von oben eingebracht und „wandern" nach unten, wo in bestimmten Abständen **flüssiges Roheisen** und **Schlacke** entnommen (= „abgestochen") werden. Die gasförmigen Bestandteile, also Kohlenstoffmonoxid und Kohlenstoffdioxid, steigen im Hochofen auf. Sie werden als **„Gichtgase"** abgezogen. Sie werden für die Erwärmung der Heißluft, für Heizzwecke oder zur Stromerzeugung eingesetzt.

In der Zone bei etwa 700 °C löst sich auch Kohlenstoff im Eisen, wodurch der Schmelzpunkt des Eisens von 1 540 °C auf unter 1 200 °C sinkt. Das im Hochofenprozess entstehende Roheisen hat einen Kohlenstoffgehalt von bis zu 5 %. Es ist daher spröde und kann nur gegossen **(Gusseisen)**, aber nicht geschmiedet werden. Zur Herstellung von Stahl (siehe Seite 84) muss der Kohlenstoffgehalt unter 1,7 % gesenkt werden. Dies geschieht durch Einblasen von Luft oder reinem Sauerstoff in flüssiges Eisen (z. B. **LD-Verfahren**[1]).

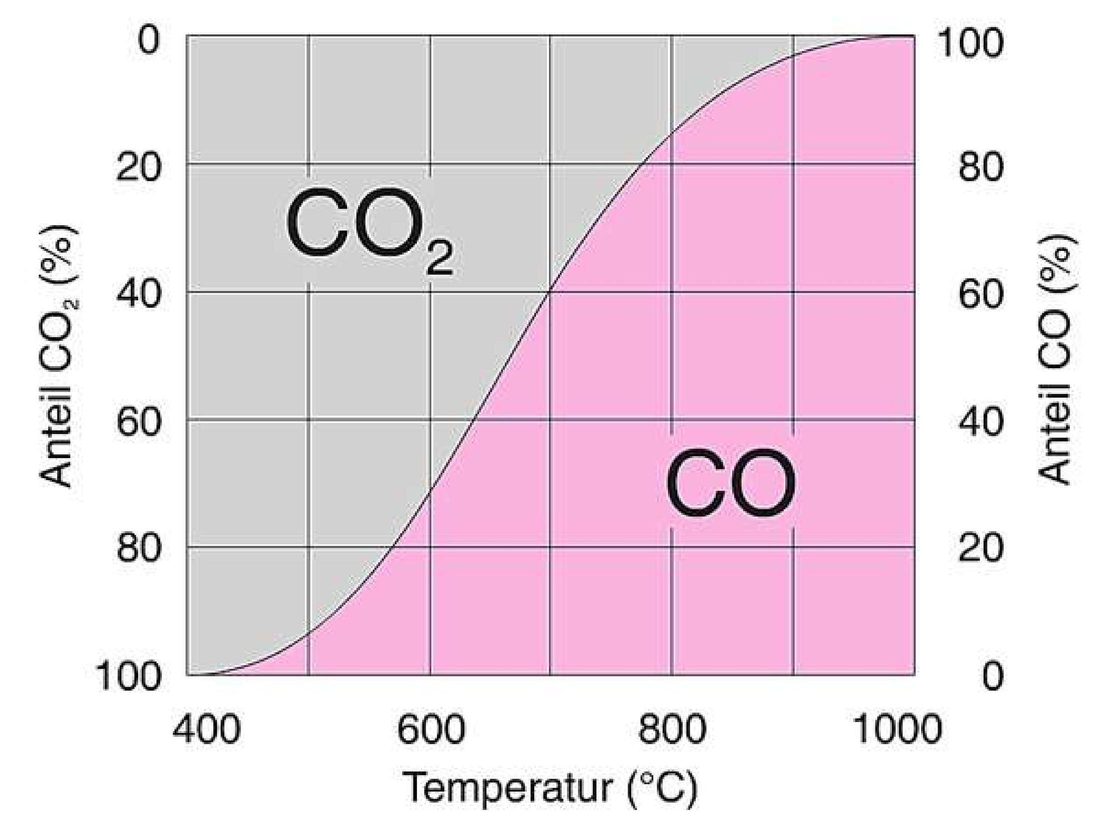


Abb. 81.1 *Boudouard'sches Gleichgewicht*



Abb. 81.2 *Abstichhalle (im oberen Teil des Bildes sieht man die Rast, darunter die Abstichlöcher)*



Abb. 81.3 *Hochofenschlacke wird zur Herstellung von Zement und Beton verwendet*

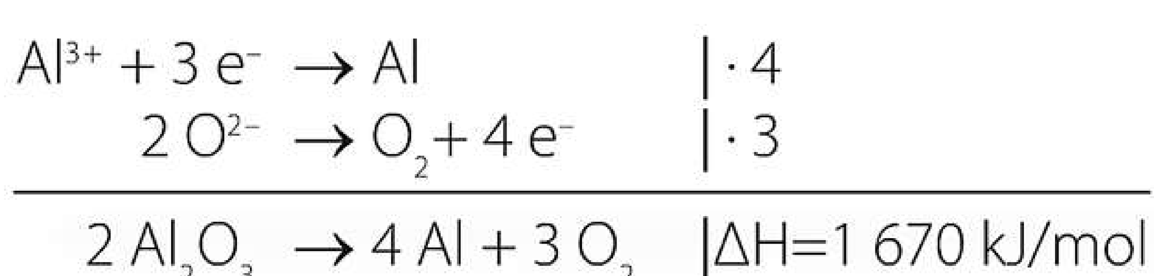


Abb. 81.4 *Abbau von Bauxit (Aluminium-Erz) in Magyarorszạgon/Ungarn*

Gewinnung von Aluminium durch Schmelzflusselektrolyse

(extracting aluminium by electrolysis)

Das für die Gewinnung von Aluminium benötigte Aluminiumoxid (Tonerde) wird aus **Bauxit**[2] hergestellt. Die Bauxitvorkommen liegen überwiegend in den Entwicklungsländern. Infolge politischer Unsicherheiten und der meist nicht finanzierbaren hohen Anschaffungskosten der Elektrolyseanlagen liegen die meisten Standorte für die Aluminiumgewinnung in den Industrieländern. Sinkende Aluminiumpreise und steigende Kosten für den An- und Abtransport der Rohstoffe und Endprodukte führen allerdings vermehrt zu einem Umdenken. Neben den Kosten für das Aluminiumoxid ist der Preis für elektrische Energie der bedeutendste Faktor bei den Betriebskosten der Aluminium-Produktion. Je Tonne produzierten Aluminiums sind in modernen Anlagen 13 000 bis 14 000 kWh elektrische Energie aufzuwenden.
Da Aluminiumoxid (Al_2O_3) einen sehr hohen Schmelzpunkt besitzt (2 050 °C), arbeitet man mit einem Gemisch aus vier Teilen Kryolith (Na_3AlF_6) und einem Teil Al_2O_3. Dieses schmilzt schon unterhalb von 1 000 °C.



$$Al^{3+} + 3\,e^- \rightarrow Al \quad | \cdot 4$$
$$2\,O^{2-} \rightarrow O_2 + 4\,e^- \quad | \cdot 3$$
$$2\,Al_2O_3 \rightarrow 4\,Al + 3\,O_2 \quad | \Delta H = 1\,670\ \text{kJ/mol}$$

Das gebildete Aluminium sammelt sich am Kohleboden der Elektrolysezelle (Kathode) an, von wo es in bestimmten Zeitabständen abgesaugt wird. Der Sauerstoff bildet mit der Kohleanode Kohlenstoffmonoxid und Kohlenstoffdioxid. Die Gase werden abgesaugt und von mitgerissenem Staub (hauptsächlich Kryolith) befreit. Im selben Maß, in dem Al_2O_3 in Aluminium und Sauerstoff zersetzt wird, löst sich in der Salzschmelze wieder neues Aluminiumoxid auf. Das Verfahren läuft daher kontinuierlich ab.

[1] **L**inz-**D**onawitz-Verfahren
[2] Benannt nach dem südfranzösischen Ort Le Baux, wo er erstmals gefunden wurde.

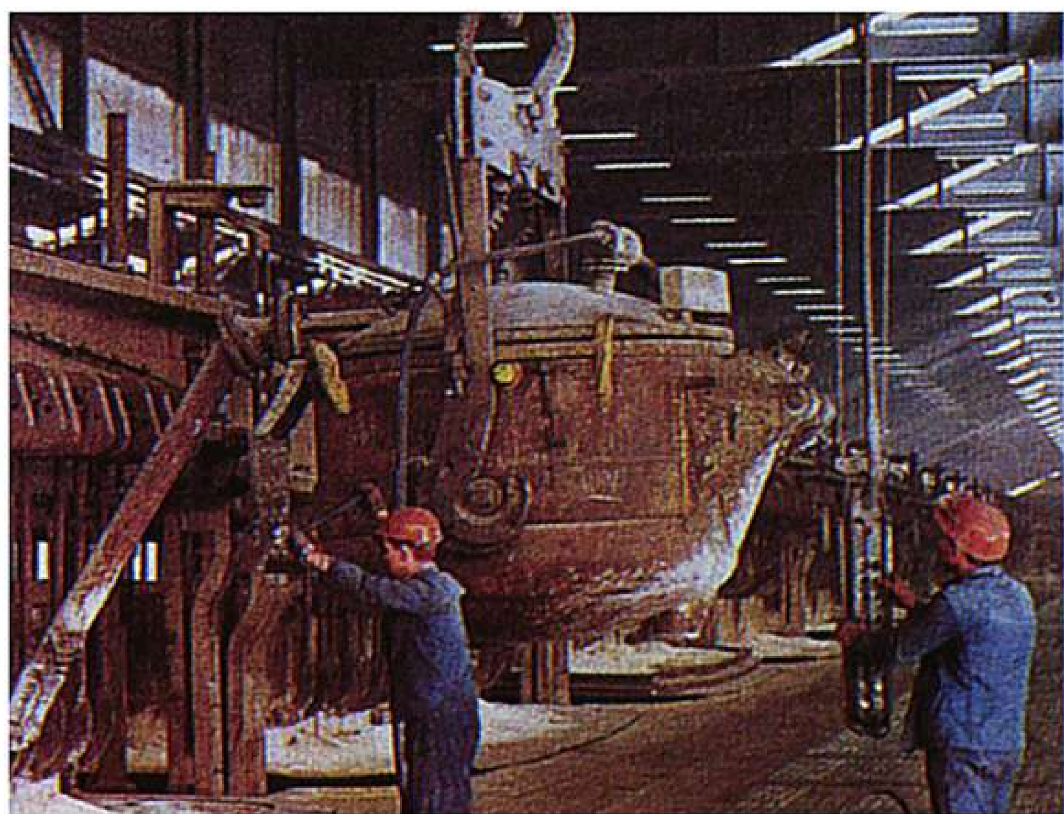


Abb. 82.1 *Aluminiumelektrolyse*

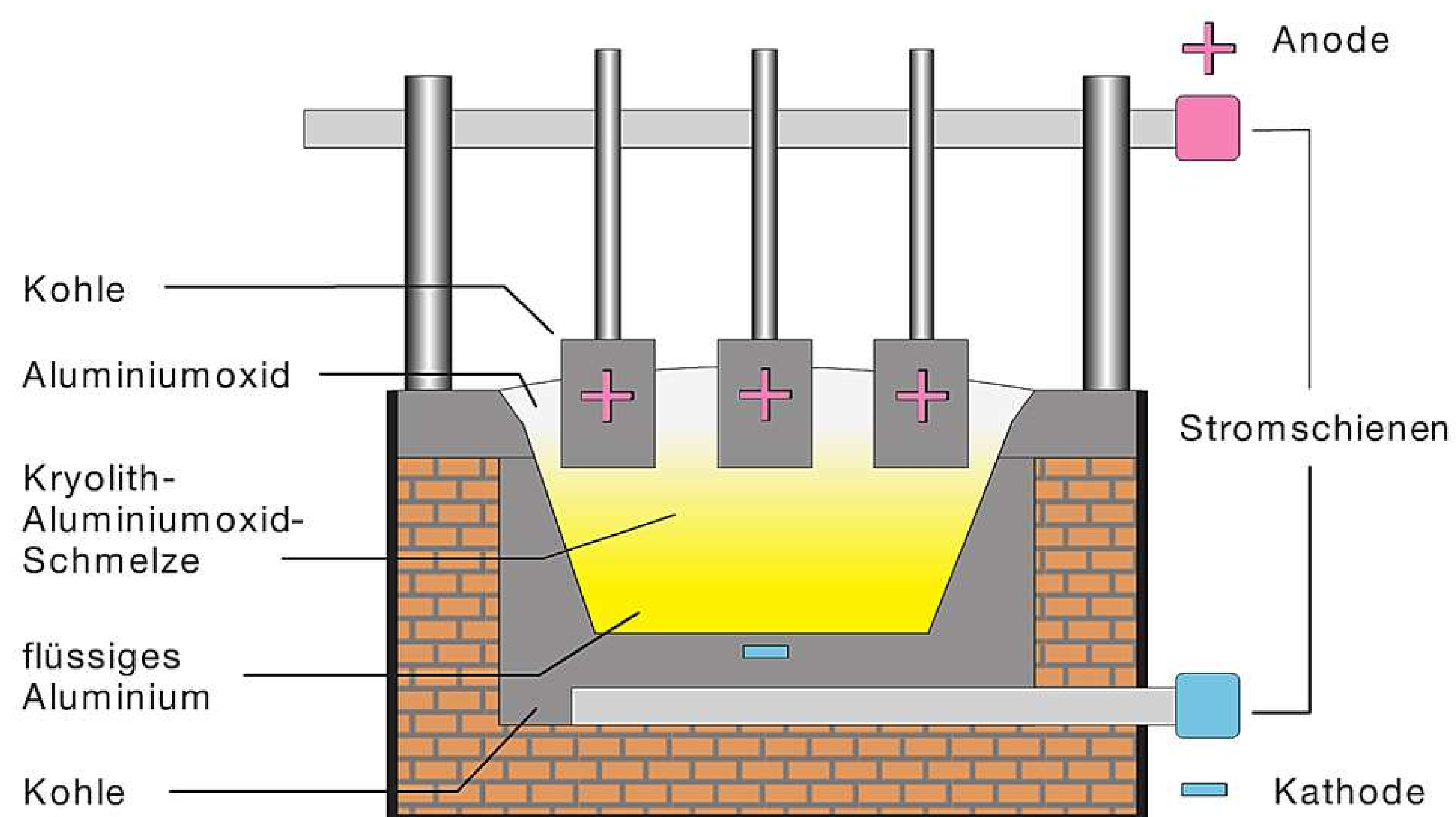


Abb. 82.2 *Schnitt durch eine Elektrolysezelle*

Thema & Gesellschaft

Bauxit besteht hauptsächlich aus Al_2O_3 (55 – 60 %) und Fe_2O_3 (max. 28 %). Für die Schmelzflusselektrolyse benötigt man reines Aluminiumoxid. Bei etwa 100 bar und 300 °C löst sich das Aluminiumoxid in konzentrierter Natronlauge auf. Die übrigen Bestandteile können als „Rotschlamm“ abfiltriert werden. Aus der Lösung gewinnt man durch Verdünnen mit Wasser das reine Aluminiumoxid.

Giftschlamm-Notstand in Ungarn

Vier Tote, über Hundert Verletzte, Verwüstungen in fünf Ortschaften: Eine Million Kubikmeter ätzender Industrieschlamm aus einer ungarischen Aluminiumhütte ergossen sich aus einem geborstenen Speicher. Die giftige Masse löste ein ökologisches Desaster aus.

(SN, dpa). Es ist die bisher schlimmste Umweltkatastrophe in Ungarn: Eine Lawine aus ätzendem Bauxitschlamm aus einer Aluminiumhütte hat im Westen des Landes mehrere Orte überschwemmt und vier Menschen in den Tod gerissen. Unter den Toten in dem Dorf Kolontár waren zwei Kleinkinder, bestätigten die Behörden am Dienstag. Mehr als Hundert Menschen wurden zumeist mit Verätzungen in Krankenhäuser gebracht. Die Rettungskräfte suchten noch nach fünf Vermissten. Umweltschützer warnten vor Gesundheitsgefahren und vor Verschmutzung des Trinkwassers. (…)

Zu der Chemiekatastrophe kam es, nachdem am Montag aus bisher ungeklärten Gründen ein Bauxitschlamm-Speicher der Aluminiumhütte MAL AG geborsten war. Die giftige Masse strömte in einen Bach und vermengte sich mit dem Hochwasser, das schon seit mehreren Tagen die Gegend heimsucht. (….)

Die ätzende laugen- und schwermetallhaltige Substanz könne Haut und Augen verletzen, stellte die ungarische Umweltorganisation Levegő Munkacsoport (Arbeitsgemeinschaft Saubere Luft) fest. Dringt der Schlamm ins Grundwasser, würden Schwermetalle in Trinkwasser und Nutzpflanzen gelangen. Deren Genuss könne dann schwere Gesundheitsschäden verursachen. (…)

Der Bauxitschlamm in Kolontár wird (…) in offenen Speichern gelagert. Der rote Schlamm ist ein Nebenprodukt bei der Erzeugung von Tonerde (Aluminiumoxid), aus der wiederum Aluminium gewonnen wird.

Salzburger Nachrichten, 06.10.2010



Abb. 82.3 *Das Speicherbecken nach dem Dammbruch*

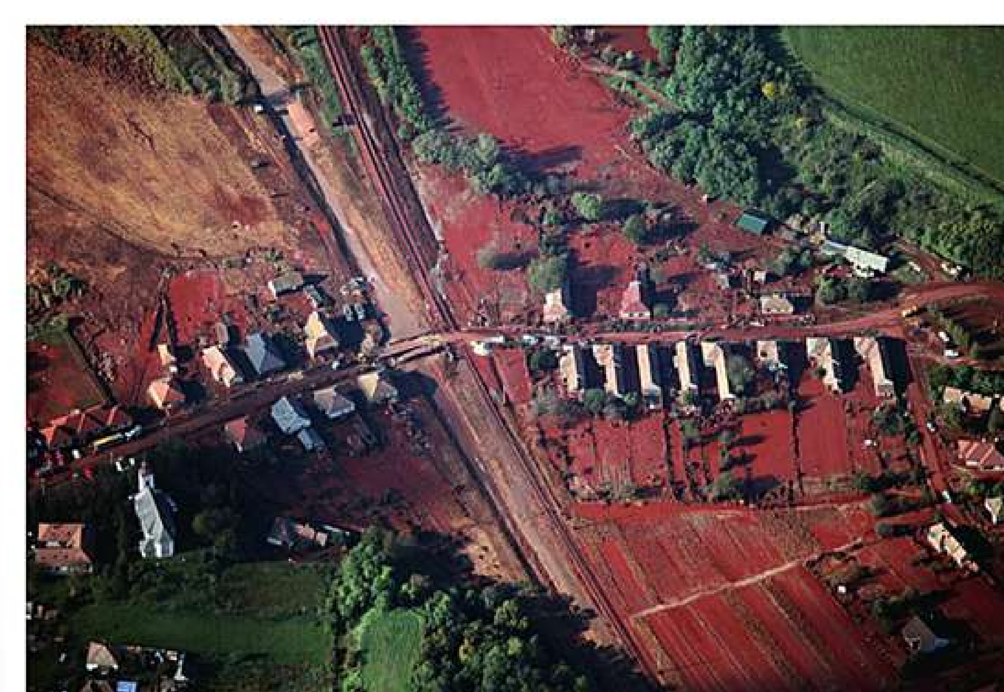




Abb. 82.4, 82.5 *Verwüstungen durch Rotschlamm*

Übungen

In den folgenden Übungen kannst du Eigenschaften und Herstellungsverfahren von wichtigen Metallen beschreiben. Auch kannst du zeigen, dass du dir fachspezifische Informationen zu Roheisen und Stahl aus dem Internet beschaffen kannst.

Ü 5.41 Welches Verhältnis zwischen Kohlenstoffmonoxid und Kohlenstoffdioxid wird sich im Hochofen bei 700 °C einstellen (siehe **Abb. 81.1**)?

Ü 5.42 Welche Stoffe werden dem Hochofen zugeführt und welche kommen heraus?

Ü 5.43 Welche Arten von Schlacke produziert die voestalpine, wozu werden sie verwendet? Beantworte die Frage mithilfe des Internets und verwende dazu die Stichwörter voestalpine, Stahl.

Ü 5.44 Aluminium kommt in der Erdkruste zu ca. 8 %, Eisen zu ca. 6 % vor. Warum kostet eine Tonne Aluminium ein Vielfaches einer Tonne Eisen. (Vergleiche dazu die beiden Gewinnungsverfahren.)

Ü 5.45 *What are the benefits of recycling metals?*

5.9 Einige Metalle und ihre Verwendung *(some metals and their uses)*

Metall	Entsprechende Eigenschaften	Verwendung
Aluminium	gute Leitfähigkeit für Strom, korrosionsbeständig	Überlandleitungen (mit Stahlmantel)
	reflektierende Oberfläche	CD- und DVD-Beschichtung
	ungiftig, korrosionsbeständig, geringe Dichte (2,7g/cm^3)	Verpackungsmaterial, Getränkedosen
	geringe Dichte, korrosionsbeständig	Luft-, Raumfahrt (meist Al-Legierungen)
Kupfer	sehr gute Leitfähigkeit für Strom, biegsam, dehnbar	Stromkabel
	sehr gute Leitfähigkeit für Wärme, biegsam, dehnbar, tötet Bakterien ab	Leitungsrohre
	gute Leitfähigkeit für Wärme, chemisch stabil (beim Kontakt mit Essigsäure bildet sich giftiges Kupferacetat – **„Grünspan"**)	Töpfe, Pfannen (innen verzinnt)
	chemisch stabil (an der Luft bildet sich eine schützende Oberfläche aus verschiedenen Kupferverbindungen – **„Patina**")	Dächer
Blei	Potenzialdifferenz zwischen Blei und Bleidioxid	Bleiakkumulatoren (Autobatterien)
	weich, leicht zu verarbeiten, stabil gegen Luft/Wasser	Bleiglasfenster
	hohe Dichte (11,3 g/cm^3)	Schutz vor radioaktiven Strahlen, Röntgenstrahlen
Zink	korrosionsbeständig, geringes Normalpotential	Schutz von Eisen und Stahl vor Rosten (Opferanode, verzinken)
	geringes Normalpotential	Batterien
	beständig gegen Luft und Wasser (Schutz durch Oxidschicht)	Dächer, Regenrinnen, Fensterbleche
Silber	wertvoll, weich, leicht zu verarbeiten, beständig	Schmuck
	beste Leitfähigkeit für Strom und Wärme	Leitungen in elektronischen Geräten (z. B. Mobiltelefone)
	sehr gute Reflexionseigenschaften für Licht	Spiegel
	antibakteriell in feinstverteilter Form	Medizinprodukte (z. B. Wundauflagen)
Gold	sehr wertvoll, weich, chemisch sehr beständig (wird nur von „Königswasser" aufgelöst (3 Teile Salpetersäure + 1 Teil Salzsäure)	Schmuck
	chemisch sehr beständig, ungiftig	Zahnmedizin
Titan	hart, geringe Dichte (4,5 g/cm^3), beständig gegen Luft, Wasser, Säuren, Laugen	Zahnimplantate, Endoprothesen (z. B. künstliche Hüftgelenke)
	sehr korrosionsbeständig, hoher Schmelzpunkt (1 670 °C)	Triebwerke von Flugzeugen

Tabelle 83.1

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du Eigenschaften und Verwendung von wichtigen Metallen beschreiben und begründen:

Ü 5.46 Nenne Unterschiede zwischen Roheisen und Stahl.

Ü 5.47 Suche in deinem Umfeld nach Gegenständen, die aus Metall bestehen. Versuche herauszufinden, aus welchem Metall sie bestehen und aufgrund welcher Eigenschaften gerade dieses Metall dafür verwendet wird.

Ü 5.48 Eisen ist in der oben stehenden Tabelle nicht aufgeführt. Warum wird reines Eisen kaum verwendet? Nenne wenigstens zwei Gründe dafür. In welcher Form wird Eisen stattdessen eingesetzt?



Abb. 84.1 *LD-Tiegel (technisches Museum Wien)*

5.10 Legierungen *(alloys)*

Herstellung von Stahl *(making steels)*

Das im Hochofen gewonnene Roheisen enthält noch Verunreinigungen wie Silicium, Phosphor, Schwefel, hauptsächlich aber Kohlenstoff. Dadurch ist das Roheisen spröde, wenig belastbar und rostet leicht.

Die Entfernung der Verunreinigungen erfolgt mithilfe von Sauerstoff. In **Konvertern** verschiedener Bauart (z. B. LD-Tiegel, siehe **Abb. 84.1**) werden die unerwünschten Bestandteile mit Luft oder reinem Sauerstoff verbrannt. Das Gas wird dabei je nach Verfahren von unten durch die Schmelze geleitet oder von oben aufgeblasen. Diesen Vorgang nennt man **„Frischen"**.

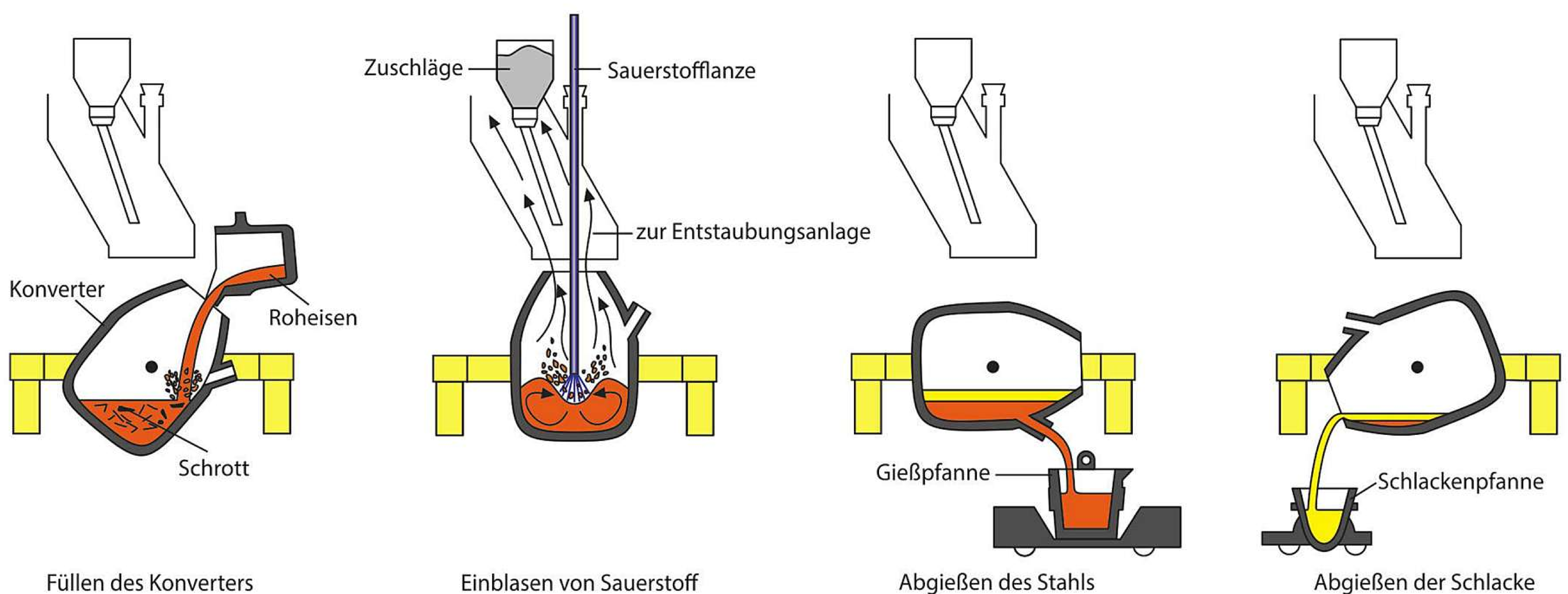


Abb. 84.2 *Vorgänge beim LD-Verfahren*

Beim **LD-Verfahren** arbeitet man mit reinem Sauerstoff, der durch ein Rohr („Lanze") von oben auf das flüssige Roheisen geblasen wird. Man nennt es daher auch **Sauerstoffaufblas-Verfahren**.

Je nach gewünschtem Stahl wird der Kohlenstoff völlig entfernt oder nur auf einen gewissen Gehalt verringert. Durch Zusatz geeigneter Legierungsbestandteile wie Mangan, Chrom, Nickel u. a. können bestimmte Eigenschaften des Stahls erzielt werden (z. B. **rostfreier Stahl** – *stainless steel* – enthält 70 % Eisen, 20 % Chrom und 10 % Nickel).

Warum haben Legierungen andere Eigenschaften?

(why do alloys have different properties?)

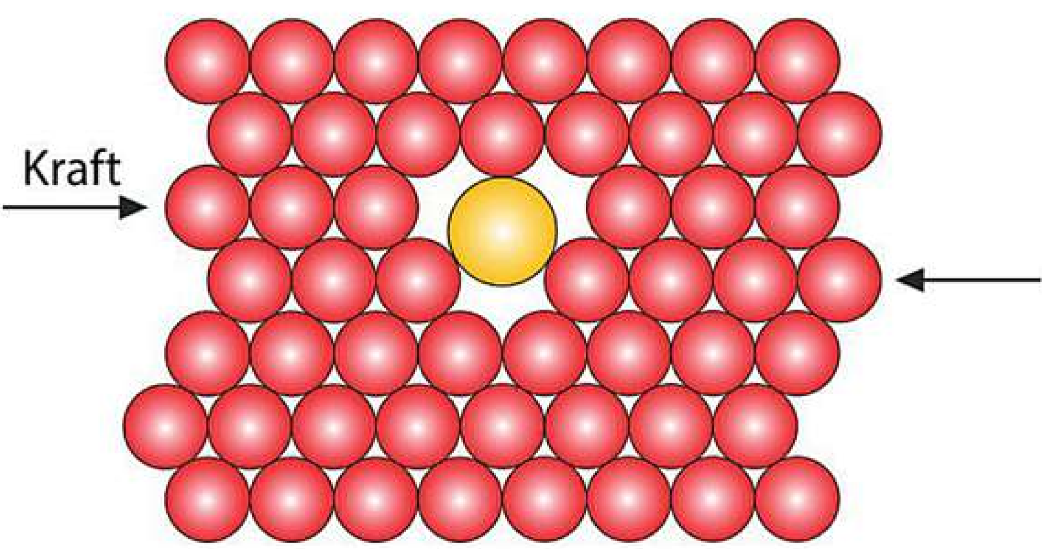


Abb. 85.1 *Bei Legierungen werden Fremdatome in das Kristallgitter des Metalls eingelagert.*

Legierungsbestandteile können Metalle oder Nichtmetalle (z. B. Kohlenstoff oder Silicium) sein. Im Vergleich zum reinen Metall können Legierungen völlig andere Eigenschaften besitzen. So können sie z. B. mechanisch stabiler, widerstandsfähiger gegen Korrosion sein, eine bessere Leitfähigkeit für Wärme oder Strom besitzen u. v. m. Wenn sich in einem reinen Metall die einzelnen Schichten im Kristallgitter durch Kraftanwendung leicht verschieben lassen, so ist das Metall weich. Bei Einlagerung von Fremdatomen in das Kristallgitter kann die Ordnung gestört werden, weshalb sich die Metall-Kationen nicht mehr so leicht verschieben lassen. Die Legierung ist daher härter als das reine Metall.
In folgender Tabelle bekommst du einen Überblick über verschiedene Legierungen, ihre Eigenschaften und Verwendung:

Legierung	Bestandteile	Besondere Eigenschaft	Verwendung
Rostfreier Stahl *(stainless steel)*	70 % Eisen 20 % Chrom 10 % Nickel	korrosionsbeständig	Besteck, chirurgische Instrumente, Apparateteile u. a.
Messing *(brass)*	70 % Kupfer 30 % Zink	härter als Kupfer, korrosionsbeständig	Blechblasinstrumente, Beschläge, Griffe
Bronze *(bronze)*	95 % Kupfer 5 % Zinn	härter als Messing, korrosionsbeständig	Glocken, Medaillen, Kunstgegenstände
Aluminium-Legierungen[1)] z. B. Duralumin	Aluminium 2,5 – 5,5 % Cu 0,2 – 0,5 % Mg 0,5 – 1,2 % Mn 0,2 – 1 % Si	hohe Festigkeit (annähernd wie Stahl), nicht sehr korrosionsbeständig	Flugzeugbau, Raumfahrt

Tabelle 85.1

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du Eigenschaften und Herstellungsverfahren von wichtigen Metallen beschreiben und zeigen, dass du fachspezifische Informationen aus dem Internet beschaffen kannst.

Ü 5.49 Im Labor wird Eisenpulver mit Aluminiumpulver vermischt. Ist das eine Legierung? Begründe die Antwort.

Ü 5.50 Der Weg von Eisencarbonat zu Stahl: Erkläre alle Verfahrensschritte, die eingesetzten Produkte und die anfallenden Nebenprodukte.

Ü 5.51 Die Einheit „Karat" wird zur Angabe des Goldgehaltes verwendet. 24 Karat sind 99,99 % Gold. Warum werden Schmuckstücke z. B. aus 18-Karat-Gold (750 ‰ Gold) gefertigt? Mit welchen Elementen wird Gold legiert?

[1)] Es gibt sehr viele verschiedene Aluminium-Legierungen, meist mit Magnesium, Silicium, Kupfer, Zink, Mangan oder Nickel. Sie werden mit einem 4-stelligen Ziffernsystem bezeichnet, wobei die erste Ziffer das Hauptlegierungselement bezeichnet (z. B. 2xxx mit Cu, 3xxx mit Mangan, 7xxx mit Zink). Duralumin gehört also zur Gruppe der AlCuMg-Legierungen mit Werkstoffnummern zwischen 2 000 und 2 999.

6 Halbmetalle

In diesem Kapitel geht es um

- **vom Metall zum Nichtmetall**
- **Glas**
- **Silicate in der Bauindustrie**
- **Gewinnung, Verwendung von Silicium**

6.1 Vom Metall zum Nichtmetall

(the change from metals to non-metals)

Im Periodensystem der Elemente nimmt der **Metallcharakter**

- innerhalb einer Periode von rechts nach links zu,
- innerhalb einer Gruppe von oben nach unten zu.

Metalle stehen somit auf der linken Seite des Periodensystems, **Nichtmetalle** auf der rechten Seite (siehe **Abb. 87.1**). Im Übergangsbereich findet man Elemente, die sowohl metallische als auch nichtmetallische Eigenschaften besitzen. Man nennt sie **Halbmetalle** (*metalloids, semimetals*). Das bedeutendste von ihnen ist das **Silicium** (*silicon*) – siehe **Kapitel 6.4**.

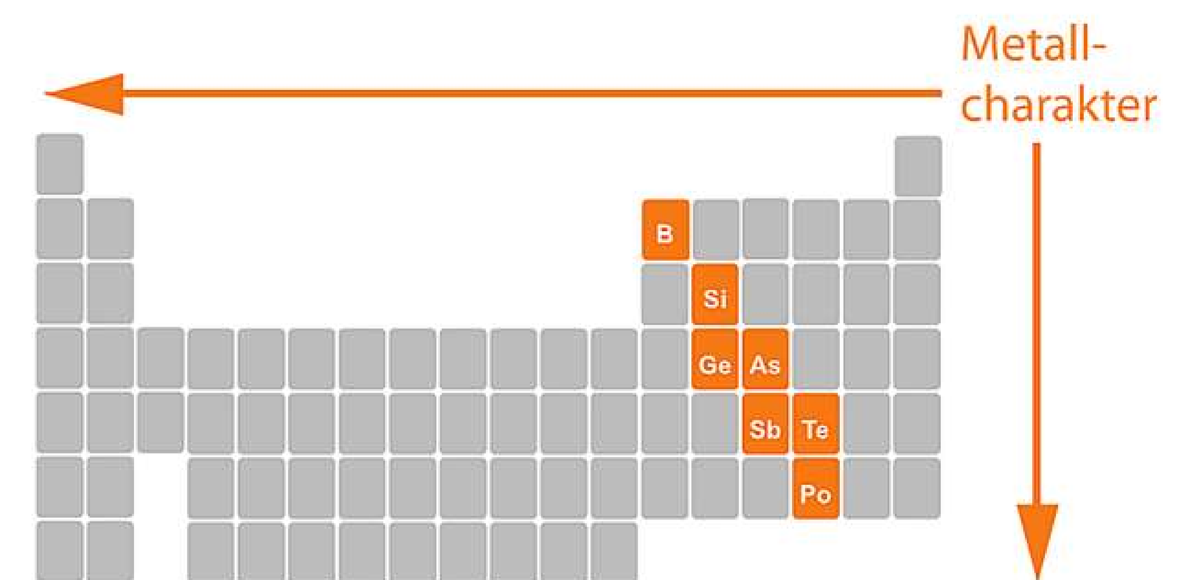


Abb. 87.1 *Halbmetalle im Periodensystem*



Abb. 87.2 *Elemente der 3. Periode*

Vorkommen von Silicium – Quarz und Silicate

(occurence of silicon – quartz and silicates)

Wie auf Seite 78 dargestellt, beträgt der Anteil von Silicium an der Erdkruste ca. 27 %. Es kommt in Quarz und Silicaten vor.

Quarz, SiO_2, besteht nur aus Silicium und Sauerstoff. Kristallisierter Quarz ist z. B. **Bergkristall (Abb. 87.4)**, **Rauchquarz**, **Citrin** oder der Halbedelstein **Amethyst (Abb. 87.5)**. Durch Verwitterung von Quarz entstehen kleine Körnchen, die einen wesentlichen Bestandteil der Sande darstellen.

Silicate leiten sich von der Kieselsäure $Si(OH)_4$ ab und enthalten neben Silicium und Sauerstoff noch Metalle (z. B. Na, Ca, Mg, Al, Fe).

Quarz und Silicate bestehen aus SiO_4-Einheiten, die über ein Sauerstoff-Atom an den Ecken miteinander verbunden sind und verschiedenste Strukturen bilden können (siehe z. B. **Abb. 87.6**)

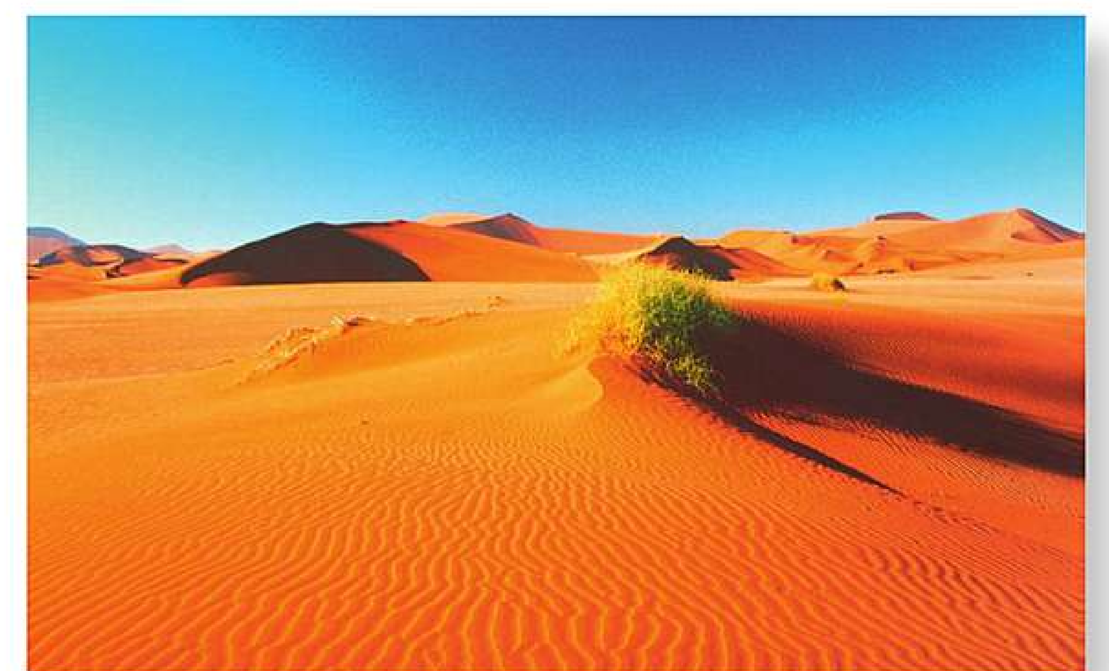


Abb. 87.3 *Namibwüste*



Abb. 87.4 *Bergkristall*



Abb. 87.5 *Amethyst*

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du deine Kenntnisse über den Atombau und das Periodensystem überprüfen und Stoffeigenschaften systematisch begründen:

Ü 6.1 Wie ändert sich die Anzahl der Valenzelektronen innerhalb einer Periode? Was bedeutet das für die Reaktionsfähigkeit der Elemente?

Ü 6.2 Vergleiche innerhalb einer Periode die Änderung des Metallcharakters mit der Tendenz zur Bildung von Ionen (siehe auch **Abb. 87.1**). Welche Ionen bilden die Metalle, welche Ionen die Nichtmetalle?

Ü 6.3 Erstelle mithilfe des Periodensystems eine Tabelle über die Eigenschaften der Elemente der dritten Periode. Sie soll folgende Eigenschaften enthalten: Name des Elements, Ordnungszahl, Anzahl der Valenzelektronen, Schmelz- und Siedepunkt.

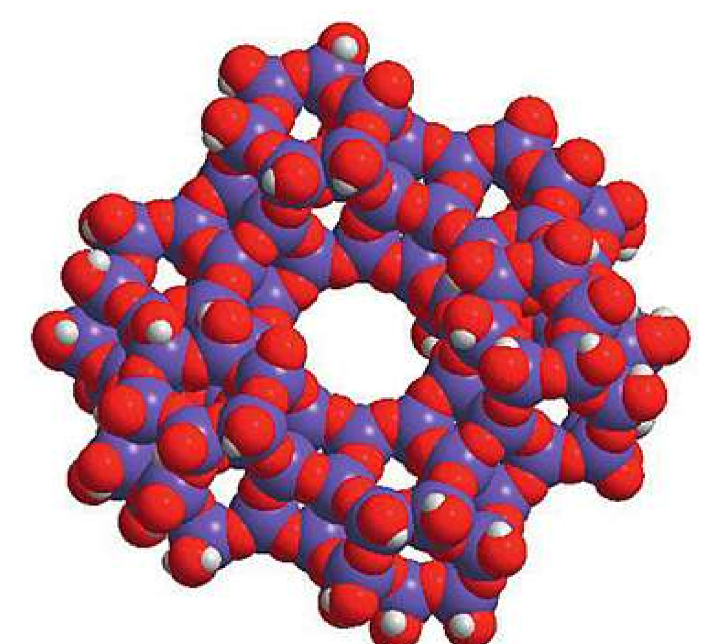


Abb. 87.6 *Silicatstruktur (Zeolith): violett = Silicium, rot = Sauerstoff, weiß = Wasserstoff*

6.2 Glas *(glass)*

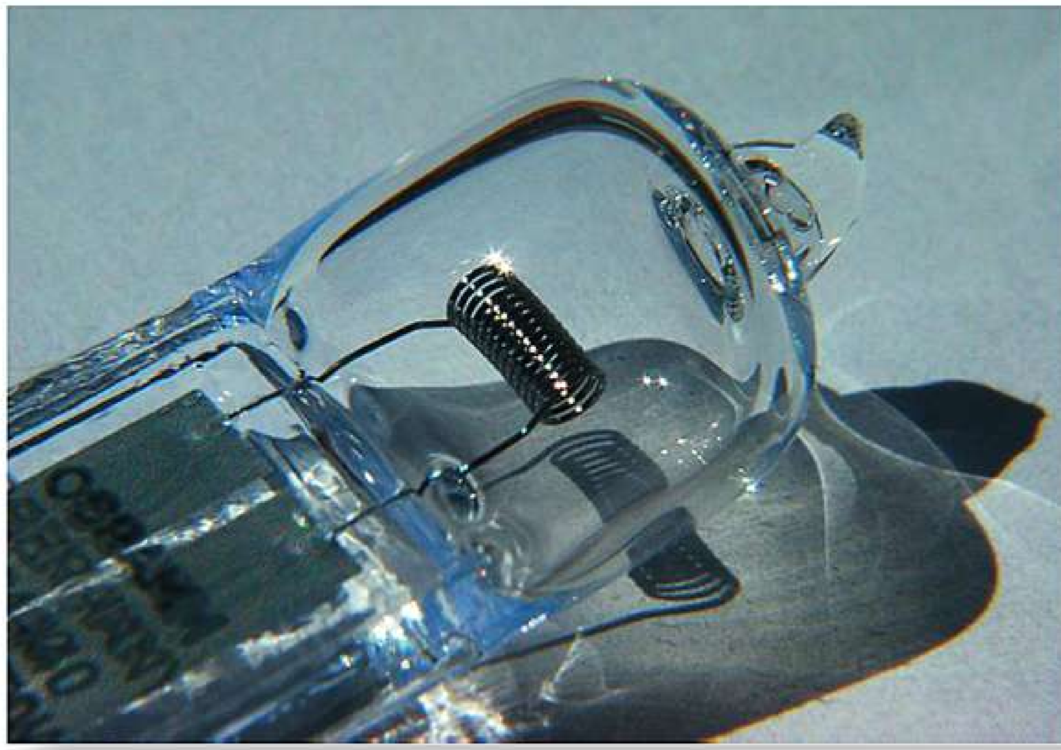


Abb. 88.1 *Halogenglühlampe*

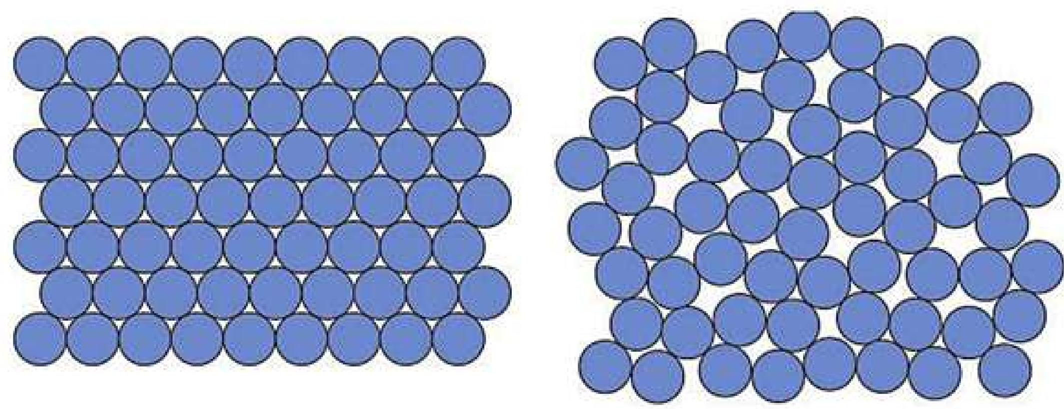


Abb. 88.2 *Modell eines kristallinen Körpers (links) und eines amorphen Körpers (rechts)*

Metall	Färbung
Fe_2O_3	grün, blaugrün
FeO	gelb
Cu_2O	rot
CuO	blau
CoO, Co_2O_3	blau

Tabelle 88.2



Abb. 88.3 *Glasbläser mit einer Glasmacherpfeife*

Merk & Würdig

Flusssäure ist die wässrige Lösung von Fluorwasserstoff (siehe auch Seite 42). Sie ist eine sehr giftige und ätzende Flüssigkeit.



Gefahr

Quarzglas *(fused quartz, fused silica)*

Reiner Quarz schmilzt bei etwa 1 700 °C. Lässt man die Schmelze langsam abkühlen, kristallisiert der Quarz wieder aus. Bei raschem Abkühlen erstarrt er aber ohne Kristallisation und bleibt durchsichtig. Auf diese Weise entsteht **Quarzglas**, das gegenüber gewöhnlichem Glas verschiedene Vorzüge besitzt:

- es ist sehr unempfindlich gegen plötzliche Temperaturänderungen,
- es ist außerordentlich widerstandsfähig und
- es ist durchlässig für UV-Strahlung.

Aus Quarzglas werden z. B. UV-Lampen, Glasfasern für Lichtleiter und Halogenglühlampen (siehe **Abb. 88.1**) hergestellt.

Arten von Glas *(types of glass)*

Quarzsand ist der wichtigste Rohstoff in der Glasindustrie. Gewöhnliches **Glas (Kalk-Natron-Glas)** entsteht durch Zusammenschmelzen von Siliciumdioxid, Natriumcarbonat und Calciumcarbonat bei etwa 1 500 °C. Bei etwa 600 °C erstarrt die Schmelze ohne zu kristallisieren. Glas besitzt daher, ähnlich wie Quarzglas, kein Kristallgitter. Es ist **amorph**[1] (*amorphous*).

	SiO_2	Na2O	K2O	CaO	MgO	BaO	Al_2O_3	B_2O_3	PbO_2
Kalk-Natron-Glas	71–75	12–16	10–15						
Borosilicat-Glas	81					4	2	13	
Bleiglas („Bleikristall")	60	1	13			1		1	24

Tabelle 88.1 *Zusammensetzung einiger Glasarten in Gewichtsprozent*

Zur **Färbung von Glas** werden der Glasschmelze geringe Mengen an Metallen (meist in Form von Metalloxiden) beigemengt (siehe **Tabelle 88.2**).

Die **Konfektionierung (Verarbeitung) der Glasschmelze** erfolgt durch verschiedene Verfahren.

- Flachglas (Fensterscheiben, Autoscheiben, Spiegel) wird heute fast ausschließlich durch das **Floatglasverfahren** hergestellt. Die Glasschmelze wird dabei ständig über geschmolzenes Zinn geleitet und breitet sich wie ein Ölfilm auf Wasser aus. Die Abziehgeschwindigkeit reguliert die Glasdicke. Auf diese Weise erhält man sehr glattes und verzerrungsfreies Flachglas. Um die Oxidation des Zinns zu verhindern, erfolgt das Verfahren unter Zufuhr von Schutzgas (z. B. Stickstoff).
- Beim **Mundblasen** wird mithilfe eines Stahlrohres (Glasmacherpfeife) die Glasmasse in eine Form geblasen (siehe **Abb. 88.3**). Auf diese Art entstehen teure Hohlgläser.
- Mit dem **Maschinenblasen** stellt man Flaschen, Glühbirnen und ähnliche Massenartikel her.

Je nach den verwendeten Zusatzstoffen erhält man Glas mit unterschiedlichen Eigenschaften.

Glas ist weitgehend widerstandsfähig gegen Chemikalien. Eine Ausnahme ist **Flusssäure** (*hydrofluoric acid* – HF), die das Siliciumdioxid löst. Dabei entsteht Siliciumtetrafluorid (SiF_4), ein farbloses, stechend riechendes Gas.



$SiO_2 + 4\,HF \rightarrow SiF_4 + 2\,H_2O$

Die Glassorten sind vor allem auch unterschiedlich in ihrer Hitzebeständigkeit. Quarzglas kann bis ca. 1 000 °C verwendet werden, Kalk-Natron-Glas nur etwa bis 500 °C.

[1] „amorph" (griech.) = „ohne Gestalt"

Thema & Gesellschaft

Zahnersatz aus Nanokristallen entwickelt

Neuartige Glaskeramiken für die Zahnmedizin

Wenn wir in einen Apfel beißen, wirken enorme Kräfte auf unsere Zahnoberflächen ein. „Was der natürliche Zahnschmelz aushalten muss, das gilt auch für Zahnersatz, wie Inlays oder Brücken", sagt der Glaschemiker Christian Rüssel von der Friedrich-Schiller-Universität Jena. (…)

Fünfmal fester

Die Glaskeramiken auf der Basis von Magnesium-, Aluminium- und Siliziumoxid zeichnen sich durch eine enorme Festigkeit aus. „Wir erreichen damit rund fünfmal höhere Festigkeit als bei vergleichbaren, heute verfügbaren Zahnersatzkeramiken", erläutert Rüssel. (…) Materialien, die als Zahnersatz in Frage kommen sollen, dürfen sich optisch nicht von den natürlichen Zähnen unterscheiden. Dabei ist nicht nur der richtige Farbton wichtig. „Der Zahnschmelz ist auch teilweise durchscheinend, was die Keramik ebenfalls sein sollte", so Rüssel.

Schmelzen, abkühlen, zerkleinern, wieder schmelzen

Um diese Eigenschaften zu erreichen, werden die Glaskeramiken nach einem genau festgelegten Temperaturschema hergestellt: Zunächst werden die Ausgangstoffe bei rund 1 500 Grad Celsius geschmolzen, abgekühlt und fein zerkleinert. Anschließend wird das Glas erneut geschmolzen und wieder abgekühlt. Durch kontrolliertes Erhitzen auf rund 1 000 Grad werden schließlich Nanokristalle erzeugt.

„…Das Geheimnis der Jenaer Glaskeramik liegt darin, dass sie aus Nanokristallen besteht. Diese haben eine durchschnittliche Größe von höchstens 100 Nanometern. Sie sind zu klein, um das Licht stark zu streuen und deshalb wirkt die Keramik transluzent[1], wie ein natürlicher Zahn", sagt Rüssel. (red)

Der Standard, 10. Jänner 2012

Übungen

Mit folgenden Übungen zeigst du, ob du Eigenschaften und Herstellungsverfahren von Glas und deren Wichtigkeit für Gesellschaft und Wirtschaft beschreiben kannst.

Ü 6.4 Die durchschnittliche Formel für ein gewöhnliches Glas ist $Na_2O \cdot CaO \cdot 6\ SiO_2$. Vergleiche diese Formel mit den eingesetzten Rohstoffen. Welche Substanz entweicht im Verlauf der Produktion?

Ü 6.5 Erstelle ein Schema für die Produktionsabläufe bei der Herstellung von gewöhnlichem Glas sowie Glaskeramik. Verwende dazu das Internet und folgenden Suchbegriffe: Schott, Glas

Ü 6.6 Suche in deiner Umgebung einige typische Anwendungen von Glas. Welche besondere Eigenschaften muss das Glas dafür jeweils besitzen?

Ü 6.7 Warum wird Flusssäure in Behältern aus Kunststoff aufbewahrt?

Ü 6.8 Welche besonderen Eigenschaften muss Glas für Laborgeräte besitzen? Welches Glas wird dafür verwendet werden (siehe Tabelle 88.1, Seite 88).

[1] Transluzente Stoffe sind teilweise lichtdurchlässig

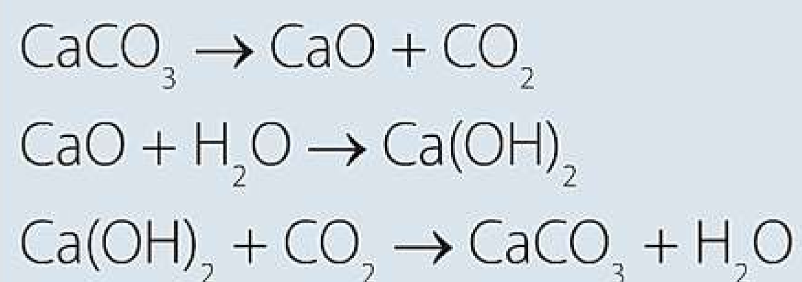
Merk & Würdig

Luftmörtel
Kalkmörtel
Gipsmörtel

Wassermörtel
Zementmörtel

6.3 Silicate in der Bauindustrie *(silicates in the building industry)*

Silicate sind auch wichtige Bestandteile verschiedener **Baustoffe**. Die in der Bauindustrie verwendeten **Mörtel** sind Bindemittel, die mit Wasser vermengt werden und nach einiger Zeit aushärten. Je nach Widerstandsfähigkeit der erhärteten Mörtel gegenüber Wasser unterscheidet man zwischen **Luftmörtel** und **Wassermörtel**. Luftmörtel werden von Wasser angegriffen, Wassermörtel sind stabil gegen Wasser.



$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$

Kalkmörtel *(lime mortar)*

Kalk ($CaCO_3$) wird bei etwa 1 000 °C erhitzt. Dabei entweicht Kohlenstoffdioxid, zurück bleibt **gebrannter Kalk** (CaO). Beim Vermischen von gebranntem Kalk mit Wasser erhält man **gelöschten Kalk** – $Ca(OH)_2$. Zur Herstellung von Kalkmörtel wird gelöschter Kalk mit Sand vermengt. Das Gemisch härtet nach einiger Zeit an der Luft aus, weil Wasser abgegeben wird und das Calciumhydroxid mit dem Kohlenstoffdioxid der Luft wieder in Kalk übergeht.



Abb. 90.1 *Gipskristalle*

Gipsmörtel *(gypsum)*

Calciumsulfat ($CaSO_4$) kommt in der Natur als Gips ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$) vor. Das im Kristallgitter eingelagerte Wasser wird beim Erhitzen von Gips auf ca. 120 °C **(Gipsbrennen)** teilweise abgegeben. Man erhält gebrannten Gips, der als Pulver in den Handel kommt. Beim Vermischen mit Wasser nimmt der gebrannte Gips wieder Kristallwasser auf und härtet rasch aus (siehe auch umkehrbare Reaktionen, Seite 52).



Abb. 90.2 *Zementdrehrohrofen*

Zementmörtel *(cement)*

Zement ist ein Gemisch hauptsächlich aus Calciumsilicat, Aluminium- und Eisenverbindungen. Der bekannteste Zement ist der **Portlandzement**. Er entsteht durch Zusammenschmelzen von Kalkstein und Ton (Aluminiumsilicat) in Drehrohröfen bei etwa 1 450 °C (siehe **Abb. 90.2**).
Zur Herstellung von **Zementmörtel** vermischt man fein gemahlenen Zement mit Sand und Wasser. Beim Erhärten nehmen die Silicate Wasser auf und kristallisieren langsam aus.

YTONG®

Abb. 90.3

Beton *(concrete)*

Wenn man dem Zementmörtel groben Kies oder Schotter beimischt, entsteht Beton. Dieser kann durch Einbetten von Eisenstäben oder Eisengitter noch weiter verstärkt werden **(Stahlbeton)**.
Ytong, auch als **Gasbeton** oder **Porenbeton** bezeichnet, entsteht aus Quarzsand, Kalk, Zement und Wasser. Der Zusatz von Aluminiumpulver bewirkt (wie Backpulver im Teig) das Entstehen feinster Luftbläschen im Beton. Dadurch ist er leicht und wirkt wärmeisolierend.

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du die Herstellung, Verwendung und Bedeutung wichtiger Baustoffe für Wirtschaft, Technik, Gesellschaft und Umwelt beschreiben. Du zeigst auch, dass du Informationen darüber aus dem Internet beschaffen kannst.

Ü 6.9 Warum kann man Kalkmörtel nicht für Bauten unter Wasser verwenden?

Ü 6.10 Wie viel Kilogramm Calciumoxid erhält man beim Brennen von 10 kg Calciumcarbonat?

Ü 6.11 Erstelle ein Produktionsschema für die Herstellung von Zement. Verwende dazu die Homepage der Vereinigten Österreichischen Zementindustrie VÖZ.

Ü 6.12 Informiere dich auf derselben Seite über verschiedene Betonarten, ihre Herstellung und Verwendung.

6.4 Gewinnung und Verwendung von Silicium

(extraction and uses of silicon)



Abb. 91.1

Industriell wird Silicium aus Quarzsand und Kohlenstoff bei ca. 2 000 °C hergestellt.



$SiO_2 + 2\,C \xrightarrow{2\,000\,°C} 2\,CO + Si$

Bei dieser Reaktion entsteht Silicium in Form grauer Kristalle. Es ist chemisch wenig reaktionsfähig, in Wasser und Säuren praktisch unlöslich und schmilzt bei ca. 1 420 °C.

Elektrische Leitfähigkeit von Silicium *(conductivity of silicon)*

Silicium besitzt ebenso wie andere Halbmetalle ein Kristallgitter. Im Gegensatz zu den Metallen sind aber im Kristallgitter von Silicium keine freien Ladungsträger vorhanden. Reine Siliciumkristalle leiten daher den elektrischen Strom nicht. Mit zunehmender Temperatur sowie bei Einfluss von Licht entstehen aber frei bewegliche Elektronen. Wärme und Licht bewirken somit die Leitfähigkeit von Silicium.

Stoffe, die den elektrischen Strom nur unter bestimmten Bedingungen (Wärme, Licht) leiten, nennt man **Halbleiter** (*semi-conducting metals*). Zu ihnen zählen neben Silicium z. B. die Elemente Germanium und Bor oder Verbindungen wie z. B. Galliumarsenid (GaAs), Indiumarsenid (InAs) u. a.

In der Technik wird die Leitfähigkeit der Halbleiter durch gezielte „Verunreinigung" von hochreinem Silicium mit anderen Elementen wie z. B. Bor oder Arsen gesteuert. Diesen Vorgang nennt man **dotieren**.

Bei der Gewinnung von Silicium entstehen viele kleine Einzelkristalle **(polykristallines Silicium)**. Für die Verwendung von Silicium in der Halbleitertechnik, also für Mikroelektronische Bauteile, Speicherchips u. a., benötigt man aber einen **Silicium-Einkristall**.

Merk & Würdig

Chemisch reine **Halbleiter** leiten den elektrischen Strom nur unter Einfluss von Licht oder Wärme.

Merk & Würdig

Die Leitfähigkeit von Halbleitern wird durch den gezielten Einbau von Fremdatomen in das Kristallgitter verändert (**Dotierung** – *doping*).

Herstellung von Silicium-Einkristallen *(production of monocrystalline ingots)*

Polykristallines Silicium wird in einem Quarztiegel geschmolzen. Ein kleiner **Einkristall** wird in die Schmelze getaucht und langsam herausgezogen. Dabei erstarrt das Silicium zu einem einzigen Kristall mit höchster Reinheit (siehe **Abb. 91.2**). Die Dauer der Herstellung eines ca. 1 m langen Einkristalls beträgt etwa 1 bis 3 Tage. Der Stab wird anschließend mit einem 0,3 mm dünnen Sägeblatt aus CrNi-Stahlblech mit Diamantbelag in Scheiben **(Wafer)** zerschnitten. Durch Beschuss mit Fremd-Ionen (z. B. Phosphor, Arsen, Antimon) im Hochvakuum und anschließendem Erhitzen wird der Wafer dotiert.



Abb. 91.2 *Silicium-Einkristall*

Übungen

Mit folgenden Übungen zeigst du, dass du die Herstellung und Eigenschaften von Silicium beschreiben und dir spezielle Informationen darüber aus verschiedenen Medien beschaffen kannst.

Ü 6.13 Bestimme bei der Reaktionsgleichung für die Herstellung von Silicium aus Siliciumdioxid und Kohlenstoff die Oxidationszahlen, Reduktions- und Oxidationsmittel.

Ü 6.14 Beim Dotieren werden z. B. Bor oder Arsen in das Kristallgitter von Silicium eingebracht. Wie viele Valenzelektronen besitzen die Elemente Bor, Silicium und Arsen?

Ü 6.15 Was versteht man unter Halbleitern? Was ist der wesentliche Unterschied zu Metallen?

Ü 6.16 Welche Methoden gibt es zur Herstellung von Silicium-Einkristallen aus polykristallinem Silicium? Suche die Informationen aus dem Internet und verwende die Suchbegriffe Silicium, wafer, siltronic. Suche auch einen Film über die Herstellung von Siliciumwafer.

Ü 6.17 *There is a very famous region in the USA, called "Silicon Valley". Where is it and why did it get its name? Look it up in Geography books or search the Internet.*

7 Salze

In diesem Kapitel geht es um

- Ionenbindung, Aufbau von Salzen
- Natriumchlorid
- Chlor, Salzsäure
- Säuren, Basen, Neutralisation
- pH-Wert

7.1 Ionenbindung, Aufbau von Salzen

(ionic bond, structure of ionic compounds)



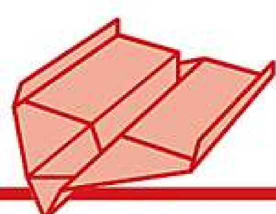
Abb. 93.1 *Steinsalz-Kristall (NaCl)*

Salze unterscheiden sich von molekularen Stoffen durch **größere Härte**, **Sprödigkeit** und vor allem einen **höheren Schmelzpunkt**. Außerdem besitzen sie die Fähigkeit, elektrischen Strom zu leiten, dies jedoch nur in gelöstem oder geschmolzenem Zustand. Diese gemeinsamen Eigenschaften der Salze müssen in einem ähnlichen Aufbau begründet sein.

Salze entstehen aus Metall und Nichtmetall

(ionic compounds form when metals react with non-metals)

Experiment



Ein Reagenzglas wird mit einem seitlichen Anschlussrohr ca. 3 – 4 cm oberhalb des Bodens versehen. Es wird über ein kurzes Schlauchstück mit einem Kolbenprober[1)] verbunden, der Chlorgas enthält (aus Salzsäure mit Kaliumpermanganat). Man gibt ein erbsengroßes Stück Natrium in das Reagenzglas und erwärmt vorsichtig, bis das Natrium geschmolzen ist. Dann öffnet man den Hahn und presst Chlorgas in das Reagenzglas. Natrium und Chlor reagieren unter Feuererscheinung zu weißem Natriumchlorid.

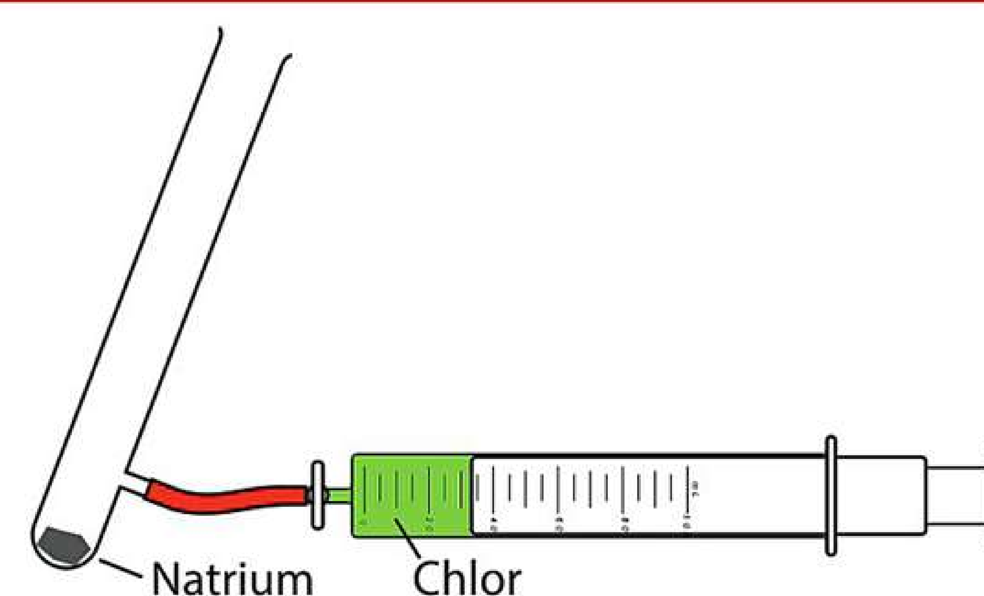
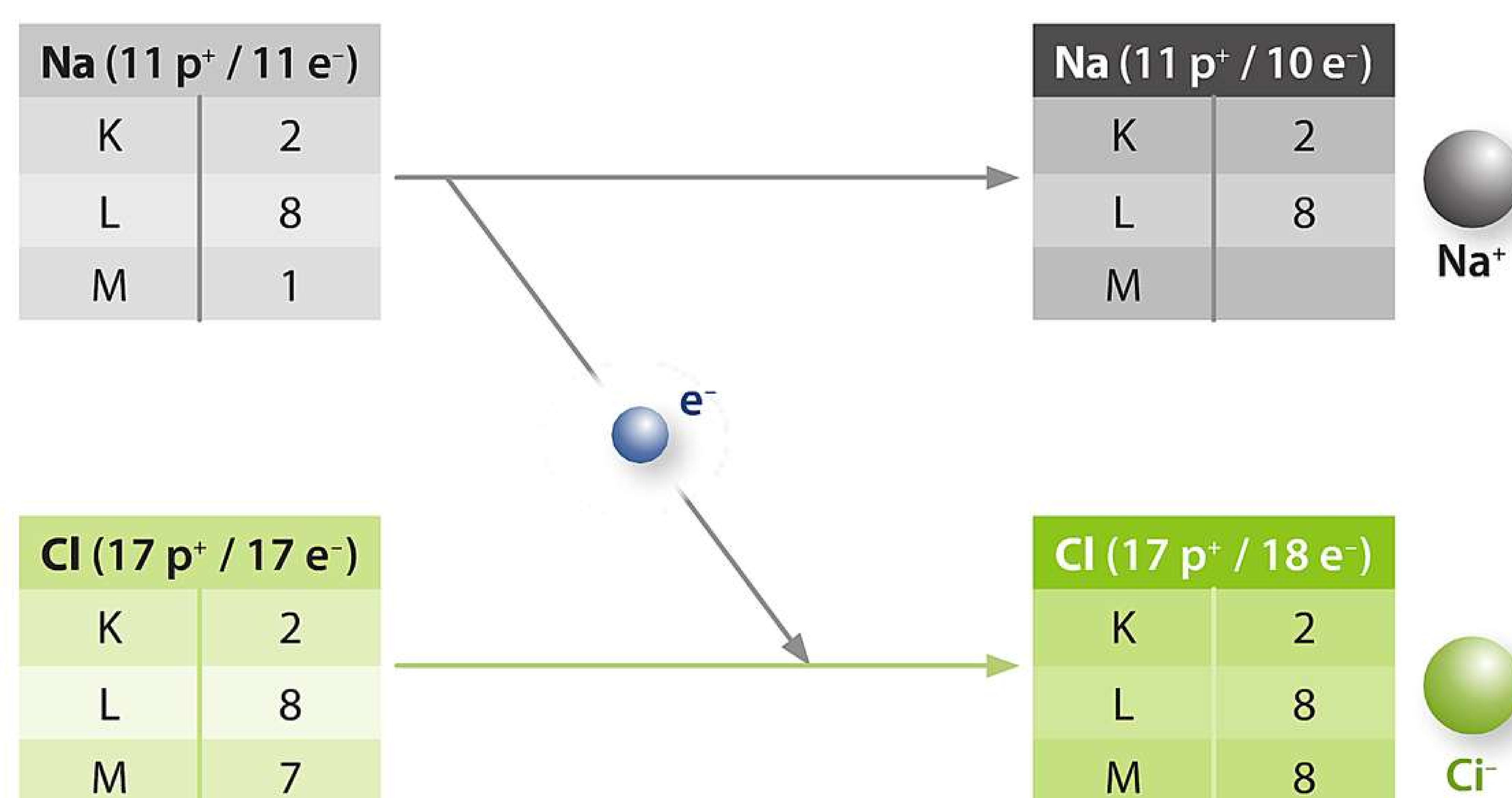


Abb. 93.2

Betrachten wir die chemischen Vorgänge, die bei dieser Reaktion ablaufen. Jedes Natrium-Atom gibt ein Elektron an ein Chlor-Atom ab. Dadurch erreichen beide eine stabile Edelgaskonfiguration. Aus jedem Natrium-Atom entsteht ein positives Natrium-Ion und aus jedem Chlor-Atom ein negatives Chlorid-Ion.



Na (11 p^+ / 11 e^-)	
K	2
L	8
M	1

Na (11 p^+ / 10 e^-)	
K	2
L	8
M	

Cl (17 p^+ / 17 e^-)	
K	2
L	8
M	7

Cl (17 p^+ / 18 e^-)	
K	2
L	8
M	8

Abb. 93.3

Merk & Würdig

Ionenbindung ist der durch elektrostatische Anziehung bewirkte Zusammenhang entgegengesetzt geladener Ionen.

Stoffe mit einer Ionenbindung nennt man **Salze**. Sie entstehen bei der Reaktion von **Metallen** mit **Nichtmetallen**.

[1)] Ein Kolbenprober ist ein Laborgerät, das die Form einer Spritze besitzt und zur Handhabung von Gasen verwendet wird (siehe **Abb. 93.2**)

Merk & Würdig

Salze bestehen aus **Ionen**. Sie besitzen aufgrund der starken gegenseitigen Anziehung der Ionen hohe Schmelz- und Siedepunkte. In gelöstem oder geschmolzenem Zustand sind die Ionen frei beweglich. Sie können Strom leiten.

Ionengitter *(ionic lattice)*

Die gebildeten Ionen ziehen sich gegenseitig an. Dabei wirkt die Anziehungskraft nach allen Raumrichtungen gleich stark. Je nach Größe der Ionen zieht jedes Kation mehrere Anionen an und umgekehrt. Im Natriumchlorid wird jedes Natrium-Ion von 6 Chlorid-Ionen umgeben und jedes Chlorid-Ion von 6 Natrium-Ionen. Dadurch entsteht ein Ionengitter (Kristallgitter).

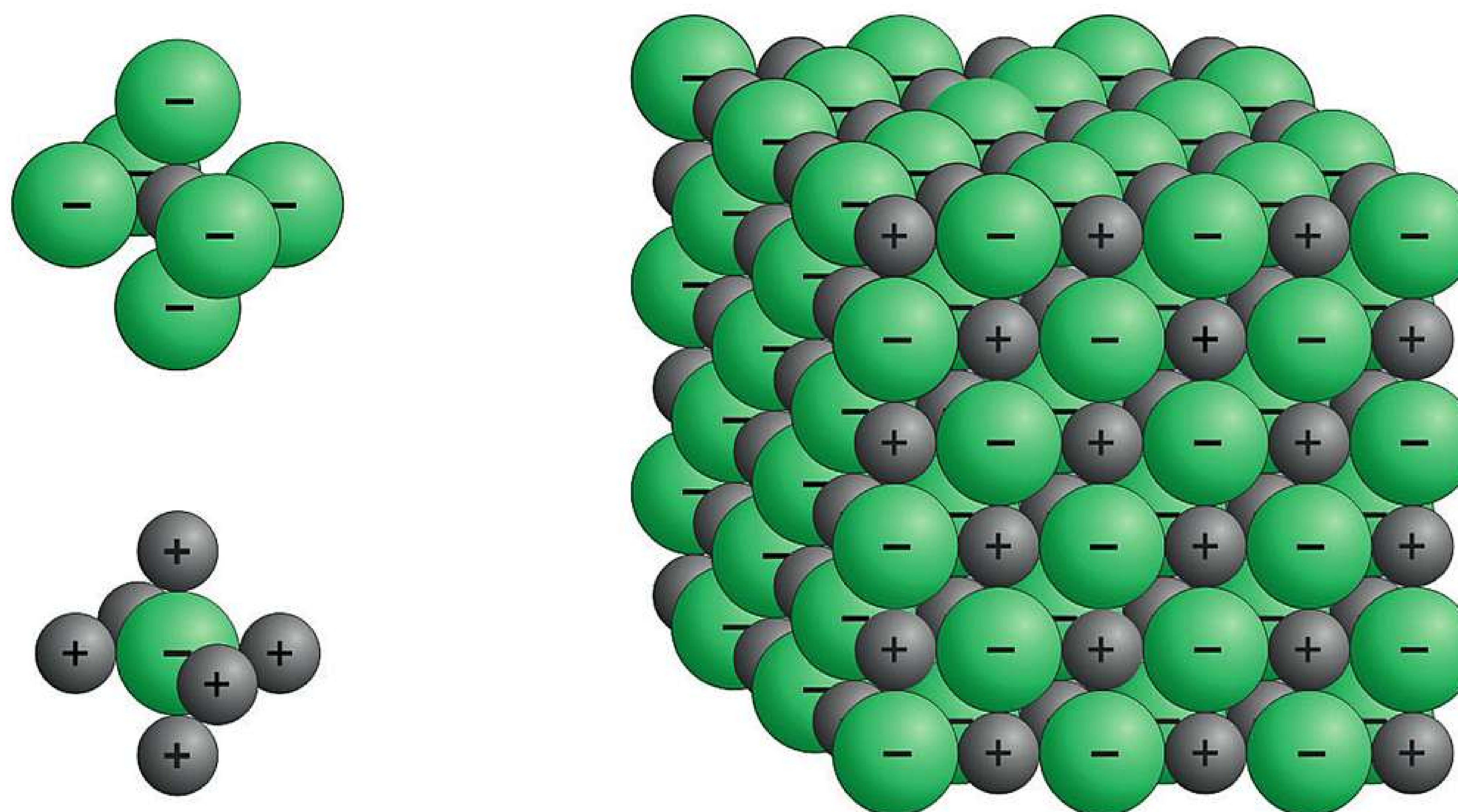


Abb. 94.1 *Ionengitter von NaCl*

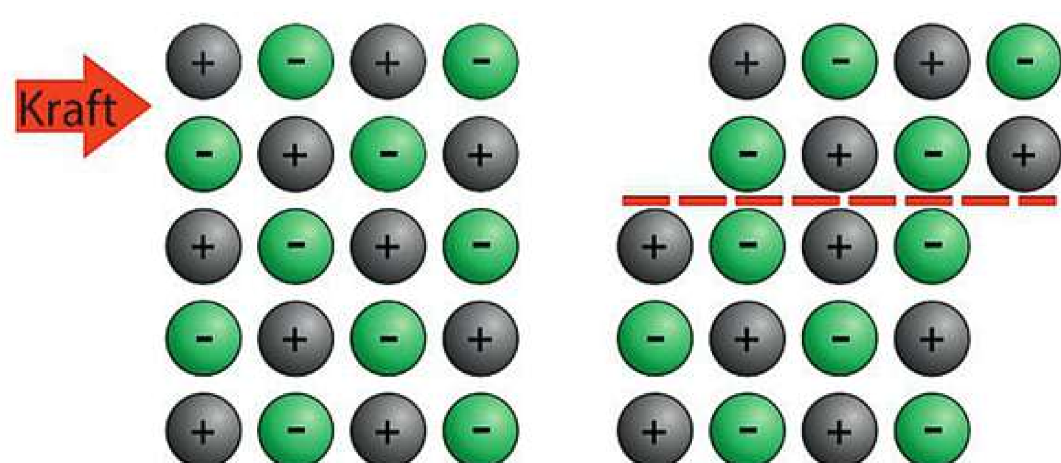


Abb. 94.2 *Salze sind spröde*

Warum sind Salze spröde?

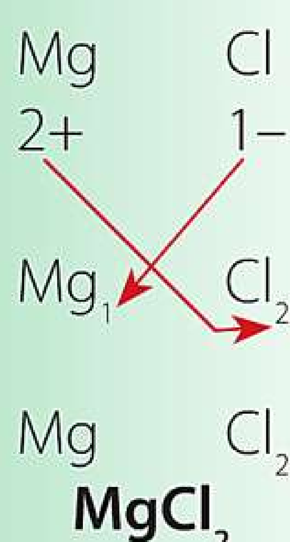
Metalle lassen sich mehr oder weniger leicht verformen, ohne dabei zu brechen. Versucht man in einem Salzkristall Teile zu verschieben, so ist bald ein Punkt erreicht, wo Anion neben Anion und Kation neben Kation zu liegen kommt. Die starken Abstoßungskräfte gleichnamig geladener Ionen führen dann zum Bruch des Kristalls (siehe **Abb. 94.2**).

Beispiele für ...

Formeln von Salzen

1. Mg/Cl: (Mg^{2+}/Cl^-) **$MgCl_2$**

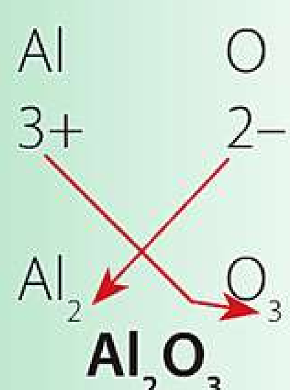
1. Symbole: Mg Cl
2. Ladungen: 2+ 1–
3. Vertauschen der Zahlenwerte: Mg_1 Cl_2



4. Weglassen der Zahl 1: Mg Cl_2
5. Formel: **$MgCl_2$**

2. Al/O: (Al^{3+}/O^{2-}) **Al_2O_3**

1. Symbole: Al O
2. Ladungen: 3+ 2–
3. Vertauschen der Zahlenwerte: Al_2 O_3



4. Formel: **Al_2O_3**

Formeln von Salzen *(chemical formulae of salts)*

Die chemische Formel eines Salzes, also das kleinste Verhältnis der Ionen, hängt von den Ionenladungen ab.

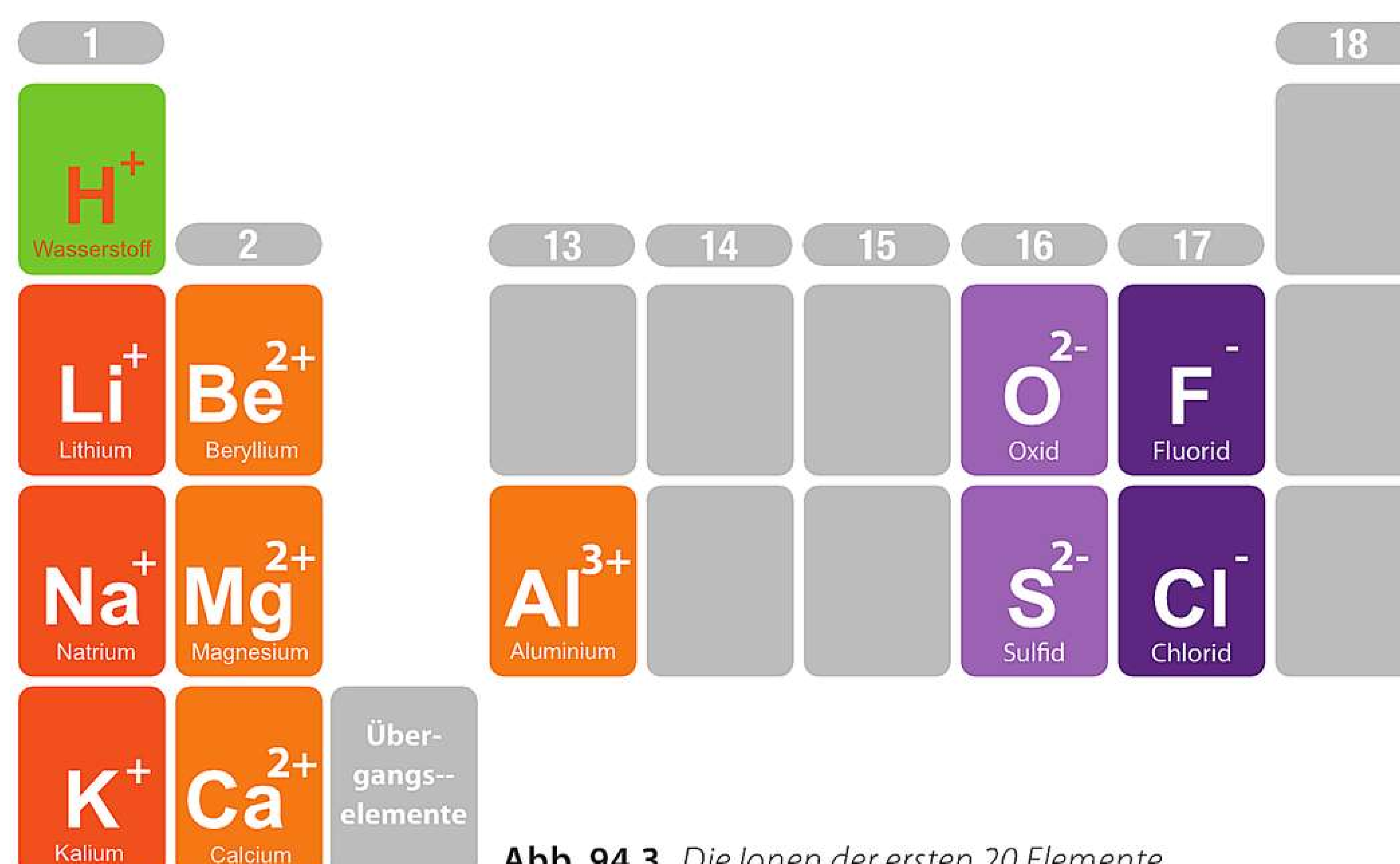


Abb. 94.3 *Die Ionen der ersten 20 Elemente*

Kennt man die Ionenladungen, kann man die Formel aufstellen, indem man das kleinste gemeinsame Vielfache der Ladungen bildet.
Dazu zwei Beispiele:

1. Mg/Cl: (Mg^{2+}/Cl^-) $MgCl_2$

2. Al/O: (Al^{3+}/O^{2-}) Al_2O_3

Die Übergangselemente bilden meist zweifach positiv geladene Ionen. Es können aber auch mehrere Formen von Ionen gebildet werden:

Cu^{+}	Kupfer(I) Ion
Cu^{2+}	Kupfer(II) Ion
Fe^{2+}	Eisen(II) Ion
Pb^{4+}	Blei(IV) Ion

Tabelle 95.1

Namen der Salze

Zur Benennung von Salzen werden die Namen von Kation und Anion in dieser Reihenfolge hintereinander gesetzt. Gibt es von einem Element mehrere Kationen, wird die Ladung des Kations in Klammer geschrieben.

$MgCl_2$:	Magnesiumchlorid
AlF_3:	Aluminiumfluorid
Cu_2O:	Kupfer(I)-oxid
CuO:	Kupfer(II)-oxid

Tabelle 95.2

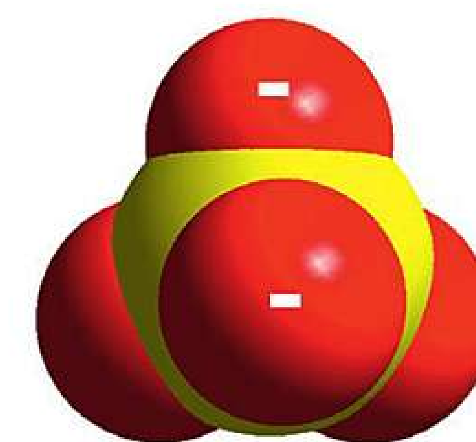


Abb. 95.1 *SO_4^{2-}*

Komplexe Ionen

Neben den „einfachen" Ionen wie Mg^{2+}, Al^{3+}, O^{2-}, Cl^{-} u. a. gibt es Ionen, die aus mehreren Atomen verschiedener Nichtmetalle zusammengesetzt sind. Diese bezeichnet man als **„komplexe Ionen"**. Beispiele dafür sind das Hydroxidion OH^{-}, das Sulfation SO_4^{2-}, das Ammoniumion NH_4^{+} u. a. (siehe **Abb. 95.1**, **Abb. 95.2**).

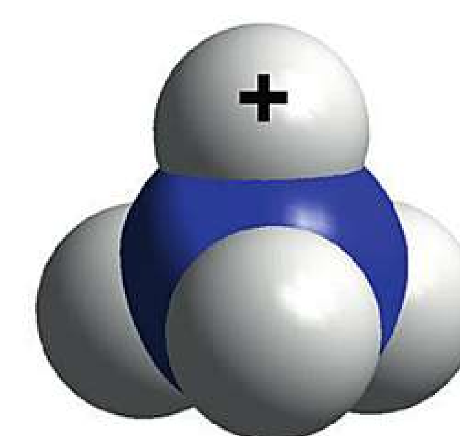


Abb. 95.2 *NH_4^{+}*

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du mithilfe der Atommodelle und des Periodensystems fachgerecht chemische Formeln aufstellen.

Ü 7.1 Was ist der Unterschied im Aufbau von Metallen und Salzen? Was haben sie gemeinsam?

Verwende zur Beantwortung folgender Frage das Periodensystem:

Ü 7.2 Wieviele Valenzelektronen besitzen die folgenden Elemente und welche Ionen werden sie daher bilden? (In der Klammer ist die Ordnungszahl angegeben.)
Brom (35), Strontium (38), Iod (53), Gallium (31), Zink (30), Barium (56)

Ü 7.3 Bestimme aus den folgenden Ionenpaaren jeweils die Formeln der Salze:
a) Pb^{4+}/Cl^{-} **b)** As^{5+}/S^{2-}
c) Cu^{2+}/S^{2-} **d)** Na^{+}/O^{2-}
e) Al^{3+}/S^{2-} **f)** Fe^{2+}/S^{2-}

Ü 7.4 Bilde die Formeln folgender Salze:
Natriumoxid, Kaliumfluorid, Berylliumchlorid, Calciumoxid, Natriumsulfid, Eisen(II)-oxid, Eisen(III)-oxid

Ü 7.5 Benenne folgende Salze:
CuS, K_2O, FeO, $ZnCl_2$, AgCl, ZnS

Ü 7.6 Benenne folgende Verbindungen:
PbO, PbO_2, Cu_2S, CuS, Sb_2S_3, Sb_2S_5

Ü 7.7 *Explain how a crystal of sodium chloride is formed.*

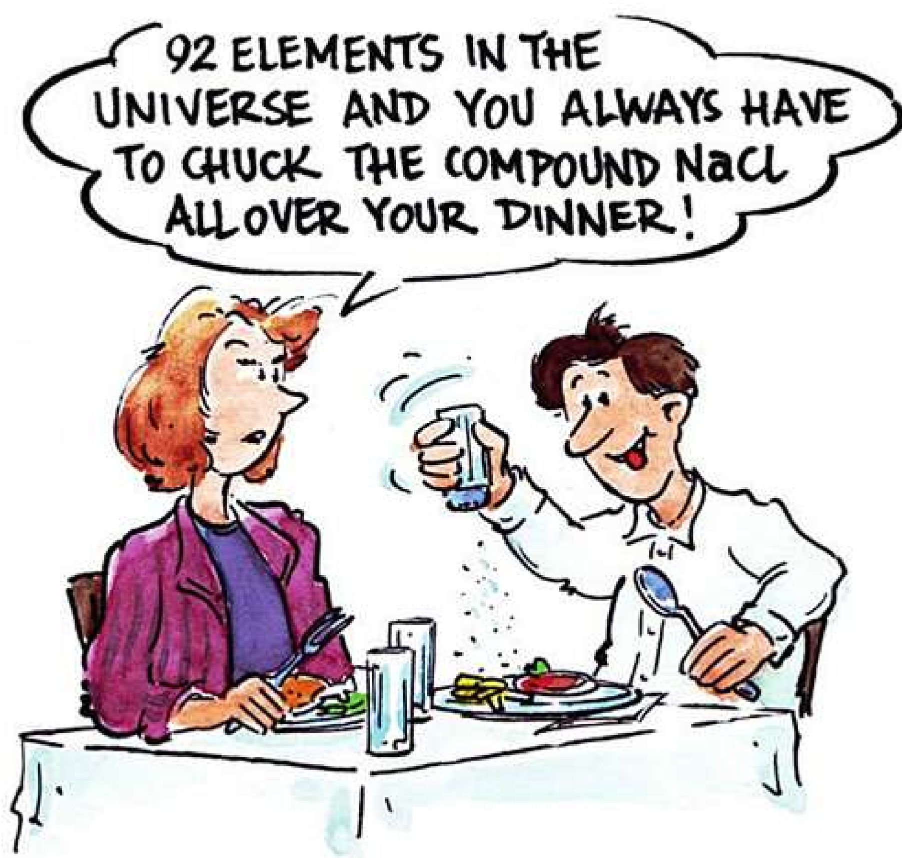


Abb. 96.1

7.2 Natriumchlorid *(sodium chloride)*

Vorkommen und Verwendung von Natriumchlorid

(occurrence and uses of sodium chloride)

Natriumchlorid kommt in fester Form hauptsächlich als **Steinsalz** (*rock salt*) oder gelöst im **Meerwasser** vor. Neben der Verwendung in der Lebensmittelindustrie (**„Kochsalz“**) wird Natriumchlorid zu mehr als 80 % als Rohstoff für die chemische Industrie **(Industriesalz)** verwendet.

Elektrolyse von Natriumchlorid

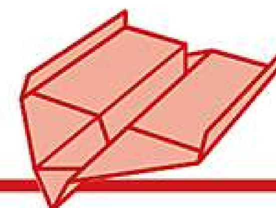
(electrolysis of sodium chloride)

Aus einer wässrigen Natriumchlorid-Lösung wird durch Elektrolyse Chlor, ein wichtiges Zwischenprodukt der chemischen Industrie (siehe **Abb. 97.1** und **Abb. 97.2**), gewonnen. Als Nebenprodukte fallen dabei **Natronlauge** und **Wasserstoff** an. Aus diesem Grund werden die verschiedenen Verfahren auch als **„Chloralkali-Elektrolyse“** bezeichnet.



Abb. 96.2 *Gewinnung von Salz aus dem Meer*

Experiment



Dieses Experiment kannst du mithilfe deines Lehrers/deiner Lehrerin selber durchführen:

Achtung: es entsteht Chlor! Versuch im Abzug durchführen!

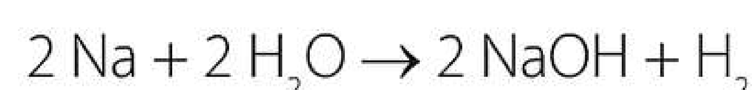
Löse ca. 20 g Natriumchlorid in 200 ml Wasser auf und gib etwa 2 ml Phenolphthalein[1)]-Lösung hinzu. Als Anode (+Pol) verwendest du einen Kohlestab, als Kathode (–Pol) einen Kupferstab. Senke die beiden Elektroden in die Lösung. Elektrolysiere die Lösung einige Minuten bei ca. 9 – 12 Volt.

Beobachte und dokumentiere den Reaktionsverlauf. Welche Vorgänge siehst du an der Anode, welche an der Kathode?

Auflösen von NaCl	2 NaCl	$\rightarrow$	$2\,Na^+ + 2\,Cl^-$
Kathode	$2\,Na^+ + 2\,e^-$	$\rightarrow$	2 Na
Anode	$2\,Cl^-$	$\rightarrow$	$Cl_2 + 2\,e^-$
Gesamt	2 NaCl	$\xrightarrow{\text{elektr. Strom}}$	$2\,Na + Cl_2$

Tabelle 96.1

In wässriger Lösung reagiert das Natrium allerdings sofort mit Wasser unter Bildung von Natronlauge und Wasserstoff (siehe auch Seite 42):



$$2\,Na + 2\,H_2O \rightarrow 2\,NaOH + H_2$$

Daher erhält man für die wässrige Elektrolyse von Natriumchlorid insgesamt folgende Reaktionsgleichung:



$$2\,NaCl + 2\,H_2O \xrightarrow{\text{elektr. Strom}} 2\,NaOH + H_2 + Cl_2$$

Natronlauge und Wasserstoff entstehen an der Kathode. Dies erklärt die Rotfärbung des Indikators. Chlor entsteht an der Anode.

Um eine Reaktion von Chlor mit Natronlauge zu verhindern, werden für die Gewinnung der Reinsubstanzen Kathoden- und Anodenraum voneinander getrennt. Das heute gebräuchlichste Verfahren ist das **Membranverfahren** (siehe **Abb. 96.3**). Die verwendete Membran ist eine Kunststofffolie, die Kationen und Strom durchlässt, nicht aber OH^-–Ionen.

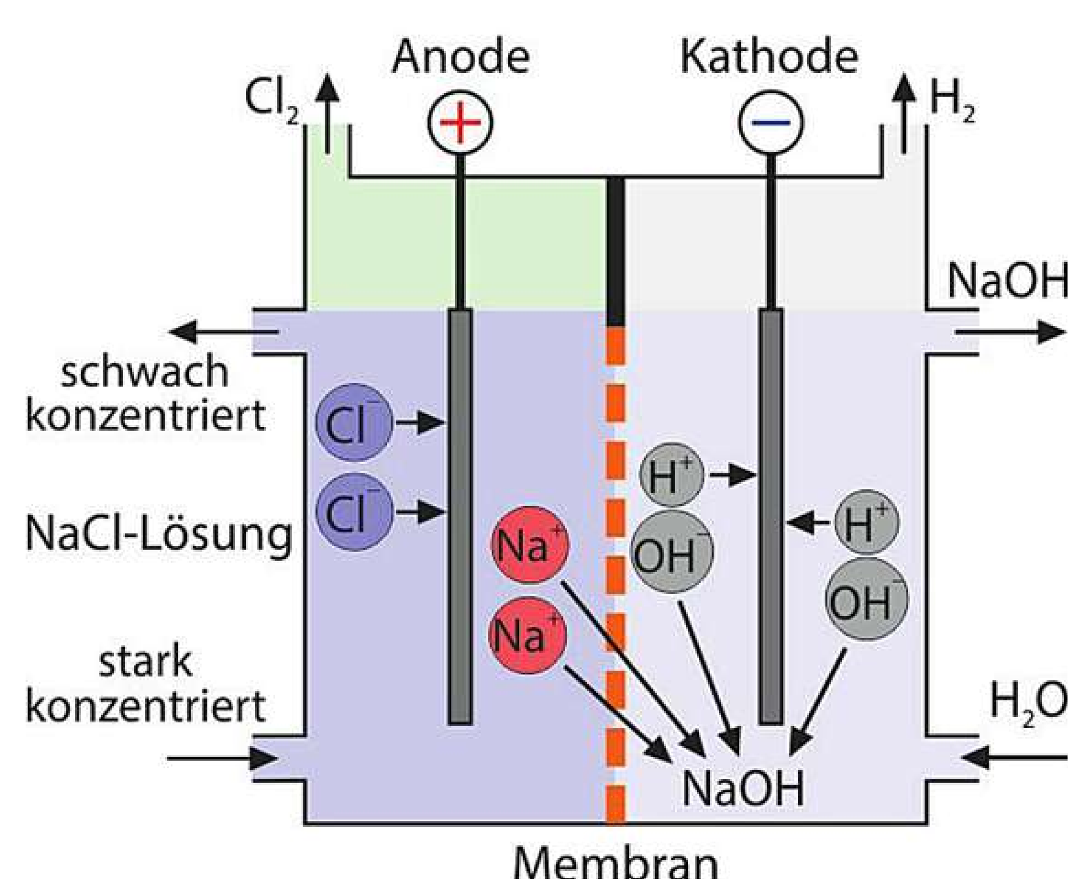


Abb. 96.3 *Funktionsweise des Membranverfahrens*

[1)] Phenolphthalein ist ein Indikator, der bei Säuren und neutralen Lösungen farblos ist und sich bei Laugen rot färbt.

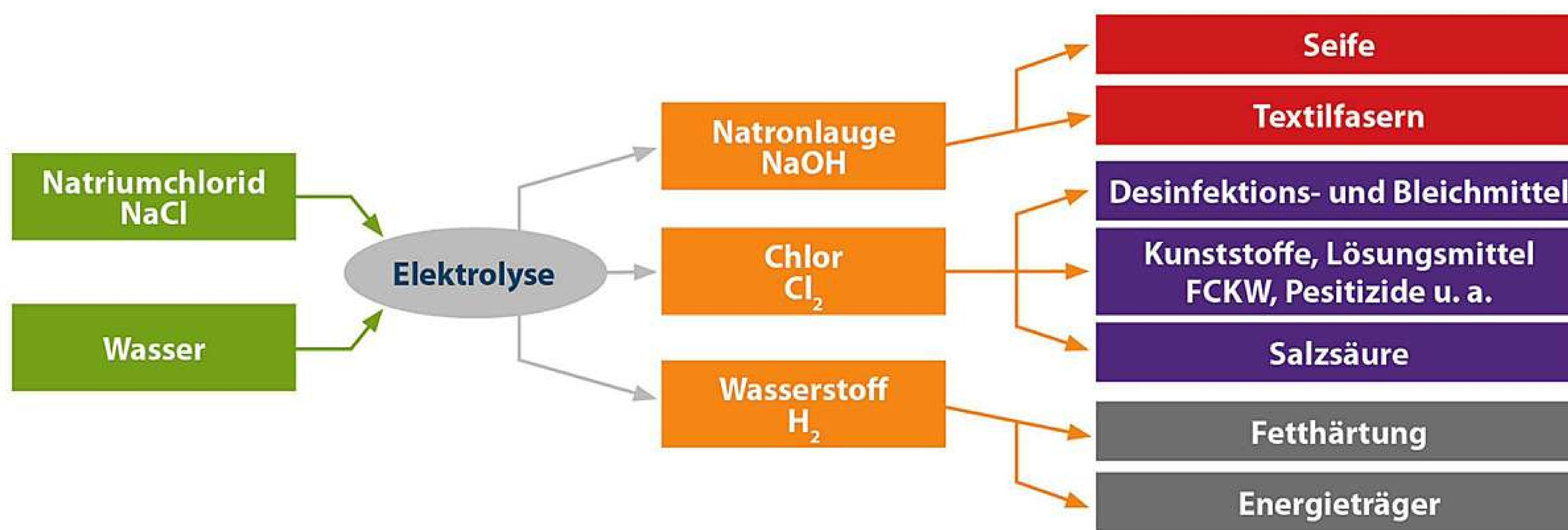
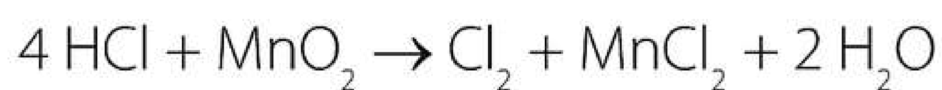


Abb. 97.2 *Stoffkreislauf Natriumchlorid*



Abb. 97.1 *NaCl-Elektrolysezellen*

7.3 Chlor, Salzsäure *(chlorine, hydrochloric acid)*



Im Labor kann man Chlor aus Salzsäure durch die Reaktion mit Mangan (IV)-oxid (MnO_2) bzw. mit Kaliumpermanganat ($KMnO_4$) herstellen.

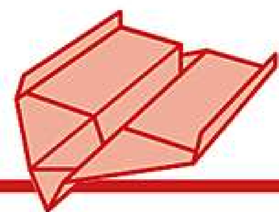
$4\ HCl + MnO_2 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + 2\ H_2O$

Chlor



Gefahr

Abb. 97.3



Experiment

Dieses Experiment darfst du nur gemeinsam mit deinem Lehrer/deiner Lehrerin durchfrühren.

Achtung: es entsteht Chlor! Versuch im Abzug durchführen!

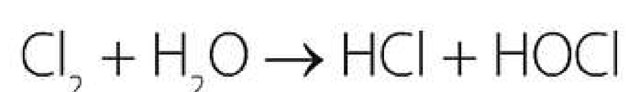
Beschrifte einen Papierstreifen mit Tinte und befeuchte ihn zur Hälfte mit Wasser. Halte ihn dann in ein Gefäß, das dein Lehrer/deine Lehrerin mit Chlor gefüllt hat.

Beobachte und dokumentiere die Ergebnisse des Versuchs. Was geschieht mit der Tinte? Welchen Einfluss hat das Wasser?

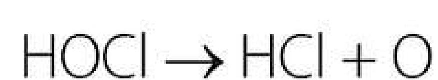


Abb. 97.4 *Flüssiges Chlor bei einem Druck von ca. 8 bar*

- Chlor ist ein gelb-grünes **Gas** mit einem **stechenden Geruch.**
- Es löst sich leicht in Wasser, wobei sich grünes Chlorwasser bildet.
- Bei der Reaktion von Chlor mit Wasser entstehen Salzsäure (*hydrochloric acid*) und Hypochlorige Säure – HOCl (*hypochlorous acid*). Die Hypochlorige Säure zersetzt sich langsam, wobei sehr reaktionsfähige Sauerstoff-Atome freigesetzt werden:

  $Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HOCl$

  $HOCl \rightarrow HCl + O$

  Chlor wirkt daher in feuchtem Zustand **bleichend** und **desinfizierend** (vgl. O_3, Seite 116)
- Chlor ist wegen der gebildeten Salzsäure **ätzend** und **giftig**.

Salzsäure 36 %



Gefahr

Abb. 97.5



Abb. 98.1 *Chlor wird zum Desinfizieren von Schwimmbädern verwendet.*

Chlor wird verwendet

- als **Bleich-** und **Desinfektionsmittel** (z. B. für Schwimmbäder)
- zur Herstellung des Kunststoffs **Polyvinylchlorid** (PVC)
- zur Herstellung von **Lösungsmitteln** (z. B. Tetrachlorethan)
- zur Herstellung von **Salzsäure:**
  Bei der Reaktion von Wasserstoff mit Chlor entsteht **Chlorwasserstoff**, der in Wasser gelöst **Salzsäure** ergibt.
  Salzsäure (max. 36 %ig) ist eine farblose, stechend riechende und ätzende Flüssigkeit.

Thema & Gesellschaft

Der Einsatz von Chlorgas war die erste Verwendung von Chemikalien zur Kriegsführung. Während des Ersten Weltkriegs wurden am 22.4.1915 in der Schlacht bei Ypern (Belgien) von deutschen Truppen 150 Tonnen Chlorgas freigesetzt. Der Wind trieb das Giftgas in Richtung der feindlichen französischen Stellungen. Weil Chlor schwerer ist als Luft, sank es in die Schützengräben. Dieser Angriff forderte ca. 5 000 Tote und 10 000 Verletzte. Durch das Genfer Protokoll 1925 wurde der Einsatz chemischer Waffen untersagt. Trotzdem sind seither etwa 30 Kriege dokumentiert, in denen chemische Waffen verwendet wurden.

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du deine Kenntnisse über die Eigenschaften und Verwendung von Chlor und Salzsäure überprüfen.

Ü 7.8 Erkläre die bleichende und desinfizierende Wirkung von Chlor.

Ü 7.9 Gib die Reaktionsgleichung für die Bildung von Chlorwasserstoff aus Chlor und Wasserstoff an.

Ü 7.10 Welches Endprodukt entsteht, wenn man heiße Eisenwolle mit Chlor reagieren lässt? Stelle die Reaktionsgleichung auf. (Wiederhole dazu das Kapitel Halogene, Seite 41)

Ü 7.11 Welche Reaktion ist zu erwarten, wenn man Chlor in eine Kaliumbromid-Lösung einleitet? (Wiederhole dazu das Kapitel 5.4 elektrochemische Spannungsreihe, Seite 70)

Ü 7.12 Erkläre anhand der elektrochemischen Spannungsreihe, warum sich Zink oder Magnesium in Salzsäure lösen, nicht jedoch Silber oder Gold.

Ü 7.13 *What's the meaning of the chemical hazard symbols for chlorine and hydrochloric acid?*

Merk & Würdig

Indikatoren sind Stoffe, die durch Farbänderung anzeigen, ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch ist.

7.4 Säuren, Basen, Neutralisation *(acids, bases, neutralisation)*

Indikator *(indikators)*

Mit dem Begriff Säure verbindet man meist Eigenschaften wie sauren Geschmack, ätzende Wirkung u. Ä. Von den Basen kennt man im Alltag meist die Laugen, wie z. B. Natronlauge oder Seifenlauge. Ihr Geschmack wird üblicherweise mit „seifig“ angegeben. Nun wäre es in den meisten Fällen einigermaßen gefährlich, wollte man die saure, neutrale oder basische Wirkung einer Substanz durch Kosten bestimmen. In der Chemie verwendet man dafür **Indikatoren**.

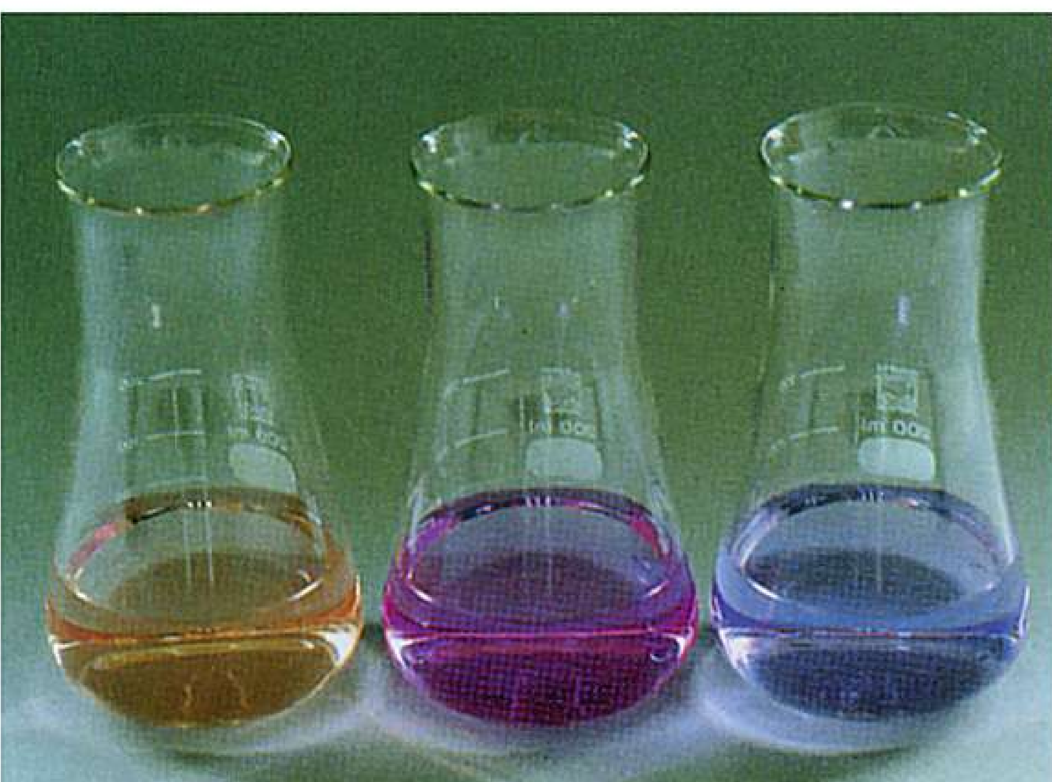


Abb. 98.2 *Farbänderung von Lackmus in saurer, neutraler und basischer Lösung*

Beispiele für ...

Indikatoren

Indikator	sauer	neutral	basisch
Lackmus	rot	violett	blau
Methylorange	rot	gelb-orange	gelb-orange
Phenolphthalein	farblos	farblos	rot

Tabelle 101.1



Abb. 99.1

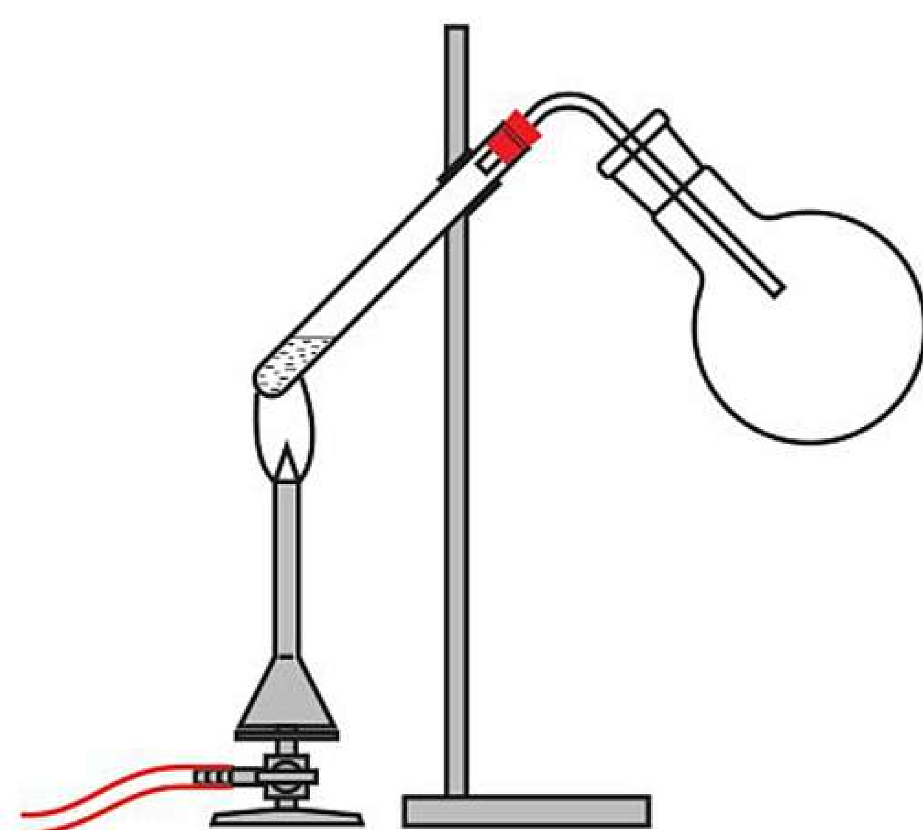
Säuren *(acids)*

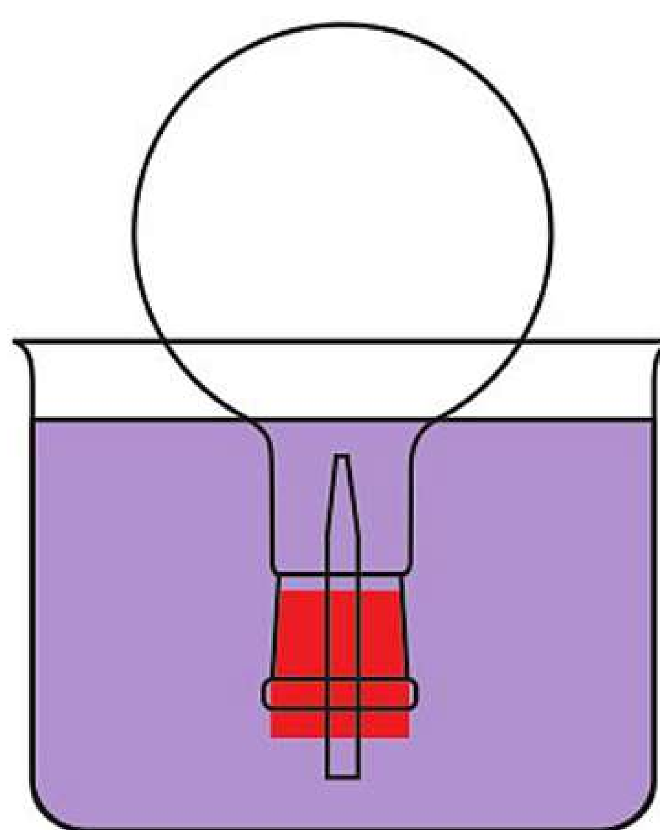
Experiment

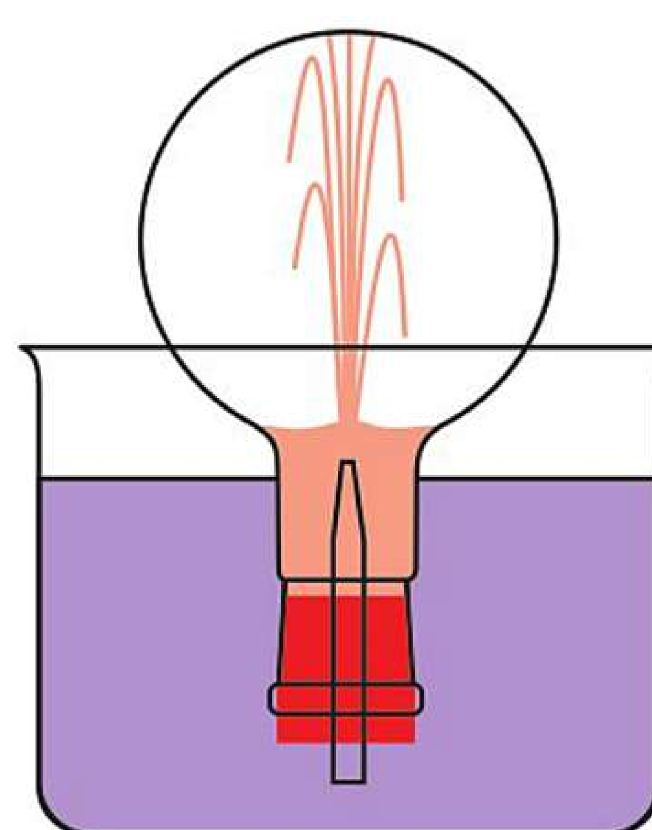
Dieses Experiment kann dir dein Lehrer/deine Lehrerin zeigen:

Achtung! Versuch im Abzug durchführen!

Erhitze, wie in **Abb. 99.2** gezeigt, in einem Reagenzglas konzentrierte Salzsäure (ca. 5 ml). Die entstehenden Dämpfe von Chlorwasserstoff leitest du über ein gewinkeltes Glasrohr in einen Rundkolben. Wenn der Kolben gefüllt ist, verschließe ihn. Dazu verwendest du einen Stopfen mit einem Glasrohr, das auf der inneren Seite des Kolbens zu einer Spitze ausgezogen ist (siehe **Abb. 99.3**). Tauche den Kolben rasch in eine Wanne mit Wasser, das einen Indikator enthält (z. B. Lackmuslösung).







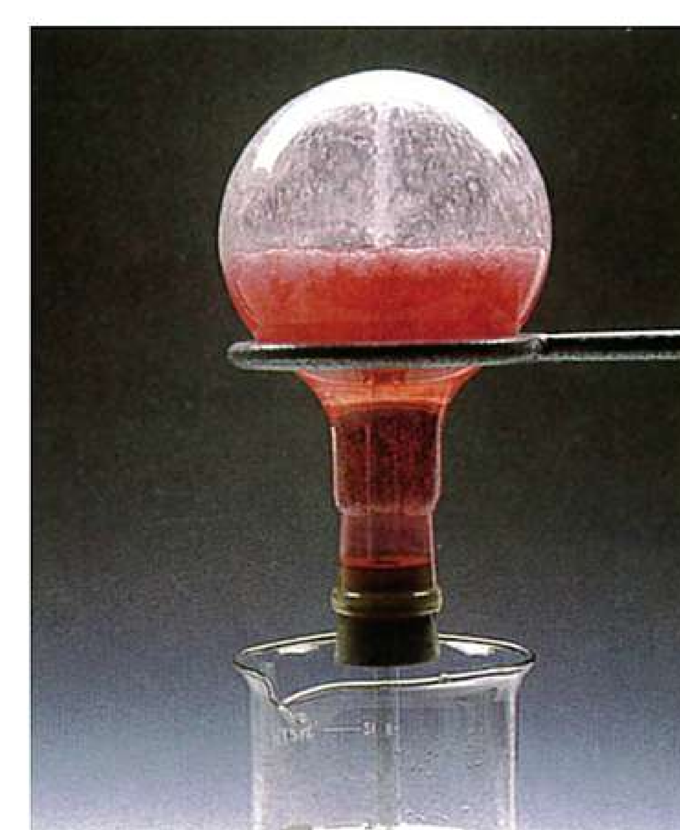
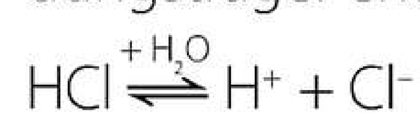


Abb. 99.2 – **Abb. 99.5** *Der Kolben wird in eine Wanne mit Wasser getaucht. Wasser strömt wie bei einem Springbrunnen in den Kolben und löst HCl unter Bildung von Salzsäure.*

Beobachte und beschreibe die Ergebnisse des Versuchs:

Reiner Chlorwasserstoff leitet ebenso wie reines Wasser den elektrischen Strom nicht, besitzt also offensichtlich keine beweglichen Ladungsträger. Leitet man gasförmigen Chlorwasserstoff in Wasser ein, so löst er sich darin auf. Die entstandene Lösung färbt violette Lackmuslösung rot – es hat sich **Salzsäure** gebildet.

Da Salzsäure den elektrischen Strom leitet, müssen also bei der Reaktion elektrische Ladungsträger entstanden sein: Die HCl-Moleküle wurden in Ionen gespalten (dissoziiert).



$$HCl \xrightleftharpoons{+H_2O} H^+ + Cl^-$$

Da das Wasserstoffatom nur aus einem Proton und einem Elektron besteht, ist das Wasserstoff-Ion (H^+) nur ein Proton. Dieses kann aber in wässriger Lösung nicht frei existieren und verbindet sich daher mit einem Wassermolekül zu einem **Oxonium-Ion H_3O^+**.



$$H^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+$$

Merk & Würdig

Die Aufspaltung in Ionen nennt man **Dissoziation**.

Merk & Würdig

Säuren geben Protonen ab und bilden in wässriger Lösung **Oxonium-Ionen (H_3O^+)**.

Insgesamt reagiert also Salzsäure mit Wasser zu einem Oxonium-Ion und einem Chlorid-Ion:



$$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$$

Merk & Würdig

Basen nehmen Protonen auf und bilden in wässriger Lösung **Hydroxid-Ionen (OH^-)**.

Basen *(bases)*

Ammoniak (NH_3) ist ebenfalls ein Gas, das sich leicht in Wasser auflösen lässt. Im Gegensatz zur Salzsäure nimmt es H^+-Ionen auf.



$$NH_3 + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+$$

In wässriger Lösung wird somit das Wassermolekül ein Proton an das Ammoniakmolekül abgeben. Dabei bildet sich ein **Hydroxid-Ion OH^-.**



$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

Übungen

Mit folgenden Übungen zeigst du, dass du Stoffeigenschaften und Abläufe von Säure-Base-Reaktionen systematisch begründen kannst. Außerdem kannst du einen Bezug herstellen zwischen dem Gelernten und deinen Alltagserfahrungen.

Ü 7.14 Welche Formeln haben die folgenden bekannten Säuren:
Salzsäure, Schwefelsäure, Salpetersäure, Phosphorsäure, Kohlensäure

Ü 7. 15 Calciumhydroxid – $Ca(OH)_2$ – wird in Wasser gelöst und mit Phenolphthalein versetzt. Es zeigt sich eine Rotfärbung. Was kann man daraus schließen? Wäre man bei Verwendung von Methylorange anstelle von Phenolphthalein zum gleichen Ergebnis gekommen?

Ü 7.16 Nenne einige Produkte des täglichen Lebens, die folgende Säuren enthalten:
Kohlensäure, Ascorbinsäure (Vitamin C), Ethansäure (Essigsäure), Zitronensäure

Merk & Würdig

Protolysen sind Reaktionen, bei denen Wasserstoff-Ionen (Protonen) zwischen zwei Reaktionspartnern übertragen werden.

Protolyse *(protolysis)*

Da eine Säure nur dann als solche wirken kann, wenn sie ihr Proton bzw. ihre Protonen an einen anderen Stoff abgeben kann, bzw. eine Base nur, wenn sie von einem anderen Stoff ein Proton bzw. Protonen aufnehmen kann, können Säure und Base nicht allein, sondern nur miteinander gekoppelt auftreten. Säure-Base-Reaktionen sind also Konkurrenz-Reaktionen um Protonen; diese Reaktionen nennt man **Protolysen**. Protolysen haben eine gewisse Ähnlichkeit mit den bereits besprochenen Redox-Reaktionen. Waren es dort Elektronen, die ausgetauscht wurden, handelt es sich bei Protolysen um Protonen.

Da sowohl Protonenabgabe als auch Protonenaufnahme umkehrbare Reaktionen sind, stellt sich auch bei jeder Protolyse ein **Gleichgewichtszustand** ein (siehe **Abb. 100.1**)

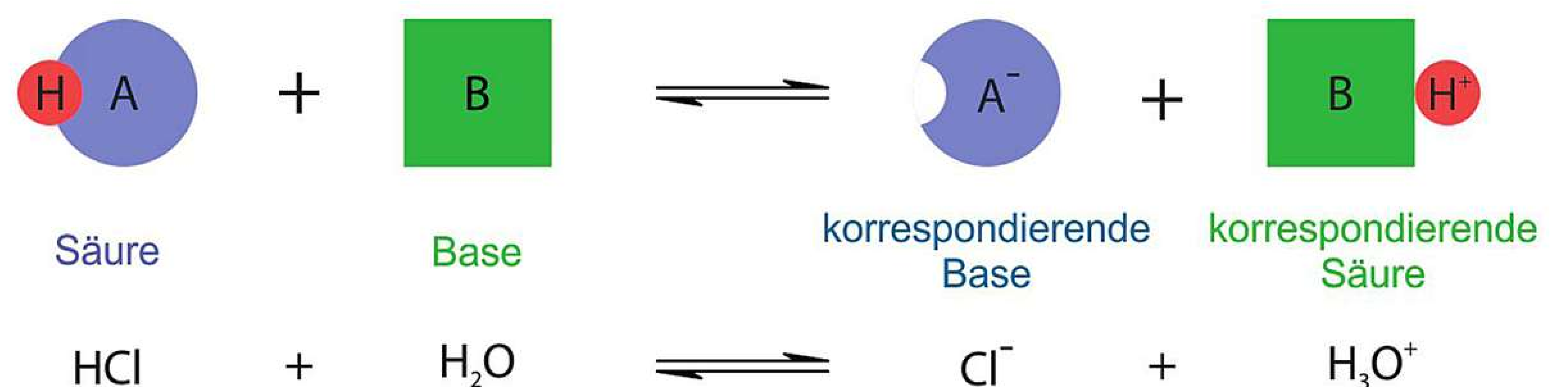


Abb. 100.1 *Schema korrespondierende Säure und Base*

- Bei der **Hinreaktion** ($HA + B \rightarrow A^- + BH^+$) gibt die Säure ihr Proton ab. Der verbleibende Rest ist die korrespondierende Base (A^-). Die Base B nimmt das Proton auf und wird zur korrespondierenden Säure (BH^+).

- Bei der Rückreaktion ($A^- + BH^+ \rightarrow HA + B$) gibt entsprechend die korrespondierende Säure (BH^+) ihr Proton an die korrespondierende Base (A^-) ab.

Säure und korrespondierende Base bzw. Base und korrespondierende Säure bilden jeweils ein **„korrespondierendes Säure-Base-Paar"**.

Wie aus **Tabelle 101.1** hervorgeht, können Säuren wie auch Basen ungeladen, negativ oder positiv geladen sein. Dementsprechend bezeichnet man sie auch als **Neutralsäuren**, **Anionsäuren**, **Kationsäuren**, **Neutralbasen** usw.

Säure	$\rightleftharpoons$	H^+ + korrespond. Base
H_2O	$\rightleftharpoons$	$H^+ + OH^-$
H_3O^+	$\rightleftharpoons$	$H^+ + H_2O$
HCl	$\rightleftharpoons$	$H^+ + Cl^-$
NH_4^+	$\rightleftharpoons$	$H^+ + NH_3$
H_2SO_4	$\rightleftharpoons$	$H^+ + HSO_4^-$
HSO_4^-	$\rightleftharpoons$	$H^+ + SO_4^{2-}$

Tabelle 101.1 *Einige korrespondierende Säure-Base-Paare*

Der Säurerest *(acid residue)*

Je nach Anzahl der abspaltbaren Protonen können Säuren eine unterschiedliche Anzahl von Säureresten bilden. So kann z. B. die Schwefelsäure eines oder zwei Wasserstoff-Ionen abspalten. Man spricht vom ersten bzw. zweiten Säurerest.

Der zweite Säurerest der Schwefelsäure ist SO_4^{2-} **(Sulfat)**. Der erste Säurerest (HSO_4^-) enthält noch ein Wasserstoffatom und wird daher als **Hydrogensulfat** bezeichnet.

Säure $\rightleftharpoons$ H^+ + Säurerest$^-$

$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$

$NHO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$

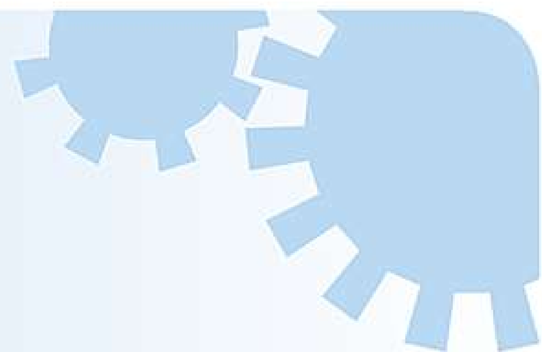
$H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$

$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$

Phosphorsäure H_3PO_4		
1. Säurerest	$H_2PO_4^-$	Dihydrogenphosphat
2. Säurerest	HPO_4^{2-}	Hydrogenphosphat
3. Säurerest	PO_4^{3-}	Phosphat
Schwefelige Säure H_2SO_3		
1. Säurerest	HSO_3^-	Hydrogensulfit
2. Säurerest	SO_3^{2-}	Sulfit

Tabelle 101.2

Übungen



Mit folgenden Übungen kannst du Stoffeigenschaften und Abläufe von Säure-Base-Reaktionen systematisch begründen.

Ü 7.17 Vervollständige folgende Reaktionsgleichung für die Dissoziation von Salpetersäure:
$HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons$

Ü 7.18 Bestimme in folgender Reaktionsgleichung die korrespondierenden Säure-Basen-Paare:
$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

Ü 7.19 Bilde und benenne alle Säurereste folgender Säuren (in Klammer steht der Name des letzten Säurerestes):
Kohlensäure – H_2CO_3 (Carbonat), Schwefelwasserstoff – H_2S (Sulfid), Arsensäure – H_3AsO_4 (Arsenat)

Einige bekannte Säuren *(some common acids)*

Säure	Formel	Anion(en)	Name des Anions
Essigsäure	CH_3COOH	CH_3COO^-	Acetat
Flusssäure	HF	F^-	Fluorid
Kohlensäure	H_2CO_3	HCO_3^- CO_3^{2-}	Hydrogencarbonat Carbonat
Phosphorsäure	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-} PO_4^{3-}	Dihydrogenphosphat Hydrogenphosphat Phosphat
Salzsäure	HCl	Cl^-	Chlorid
Salpetersäure	HNO_3	NO_3^-	Nitrat
Schwefelsäure	H_2SO_4	HSO_4^- SO_4^{2-}	Hydrogensulfat Sulfat

Tabelle 101.3

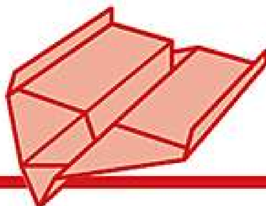
Einige bekannte Basen *(some common bases)*

Säure	Formel	Kation	Name des Kations
Ammoniak	NH_3	NH_4^+	Ammonium
Calciumhydroxid	$Ca(OH)_2$	Ca^{2+}	Calcium
Kalilauge	KOH	K^+	Kalium
Natronlauge	$NaOH$	Na^+	Natrium

Tabelle 102.1

Neutralisationsreaktion *(neutralisation)*

Experiment



Dieses Experiment kannst du selber durchführen:

1. Schritt Vermische gleiche Volumina von einer 1-molaren Salzsäure und einer 1-molaren Natronlauge in einem Becherglas.

2. Schritt Erhitze die Mischung auf einer Heizplatte, bis die Flüssigkeit völlig verdampft ist.

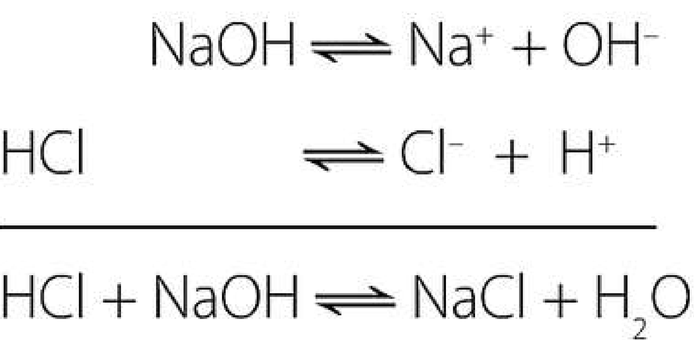
Beobachte! Welche Substanz ist verdampft? Wie sieht der Rückstand aus? Notiere deine Beobachtungen und interpretiere die Ergebnisse in zwei kurzen Sätzen:

Merk & Würdig

Neutralisation ist die Reaktion einer Säure mit einer Base (oder umgekehrt) bis zu einem Punkt (Neutralpunkt), an dem die Lösung weder sauer noch basisch reagiert. Die Konzentration der H_3O^+-Ionen ist gleich der der OH^--Ionen.

Säure + Base $\rightleftharpoons$ Salz + Wasser

Die Neutralisation beruht auf der Vereinigung von Protonen (bzw. Oxonium-Ionen) und **Hydroxid-Ionen** zu Wasser. Die Kationen der Base und die Anionen der Säure („Säurerest") bilden ein Salz.

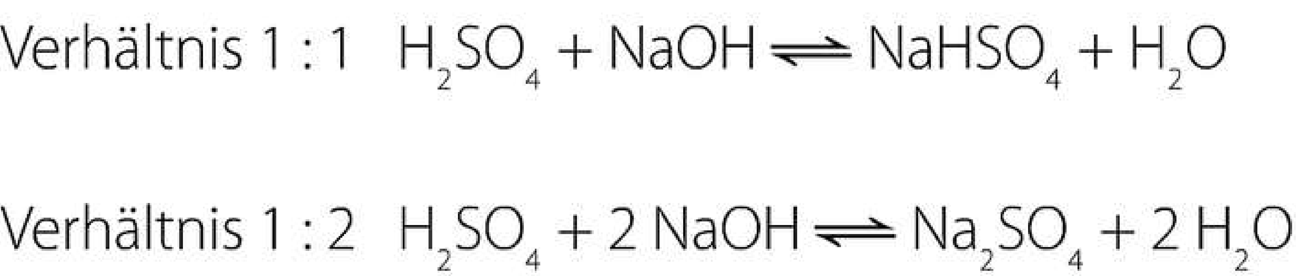


$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$$
$$HCl \rightleftharpoons Cl^- + H^+$$
$$HCl + NaOH \rightleftharpoons NaCl + H_2O$$

Je nach dem Verhältnis von H^+ zu OH^-- Ionen bzw. von Säure zu Base können unterschiedliche Salze gebildet werden.

Beispiel 7.1

Reaktion von Schwefelsäure mit Natronlauge:



Verhältnis 1 : 1 $H_2SO_4 + NaOH \rightleftharpoons NaHSO_4 + H_2O$

Verhältnis 1 : 2 $H_2SO_4 + 2\,NaOH \rightleftharpoons Na_2SO_4 + 2\,H_2O$

Aufstellen der Reaktionsgleichung(en) *(balancing the chemical equation)*

Beispiel 7.2

Bestimme die Gleichung(en) für die Reaktion von Schwefelsäure mit Eisenhydroxid – $Fe(OH)_3$.

z. B. Gesucht ist die Gleichung für die Bildung von $Fe_2(SO_4)_3$:

1. Schritt Anschreiben der allgemeinen Neutralisationsreaktion



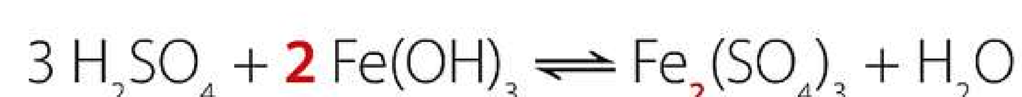
$H_2SO_4 + Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

2. Schritt Anzahl der Säurereste im Salz = Säuremoleküle links



$\mathbf{3}\ H_2SO_4 + Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe_2(SO_4)_{\mathbf{3}} + H_2O$

3. Schritt Anzahl der Kationen im Salz = Anzahl der Basen links[1)]



$3\ H_2SO_4 + \mathbf{2}\ Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe_{\mathbf{2}}(SO_4)_3 + H_2O$

4. Schritt Anzahl der OH-Gruppen der Base links = Wasser rechts



$3\ H_2SO_4 + \mathbf{2}\ Fe(OH)_{\mathbf{3}} \rightleftharpoons Fe_2(SO_4)_3 + \mathbf{6}\ H_2O$

Schwefelsäure enthält zwei Wasserstoffatome und kann daher zwei Säurereste bilden. Mit dem Kation der Base (Fe^{3+}) entstehen die Salze $Fe(HSO_4)_3$ bzw. $Fe_2(SO_4)_3$. Welches dieser Salze gebildet wird, hängt von der Menge der Substanzen ab. Bei vollständiger Neutralisation ist es immer das letzte Salz.



Abb. 103.1 *Titration*

Acidimetrie, Alkalimetrie (Säure-Base-Titration)

(titration of acids and bases)

Die Säure-Base-Titration dient zur quantitativen Bestimmung von Säure bzw. Base. Der unbekannten Lösung wird ein geeigneter Indikator zugesetzt. Aus einer **Bürette**[2)] gibt man dann so lange vorsichtig Base bzw. Säure einer genau bekannten Konzentration zu, bis der Indikator umschlägt (d. h. seine Farbe ändert). Aus dem Verbrauch an Base (Säure) kann man die unbekannte Säuremenge (Basenmenge) berechnen.

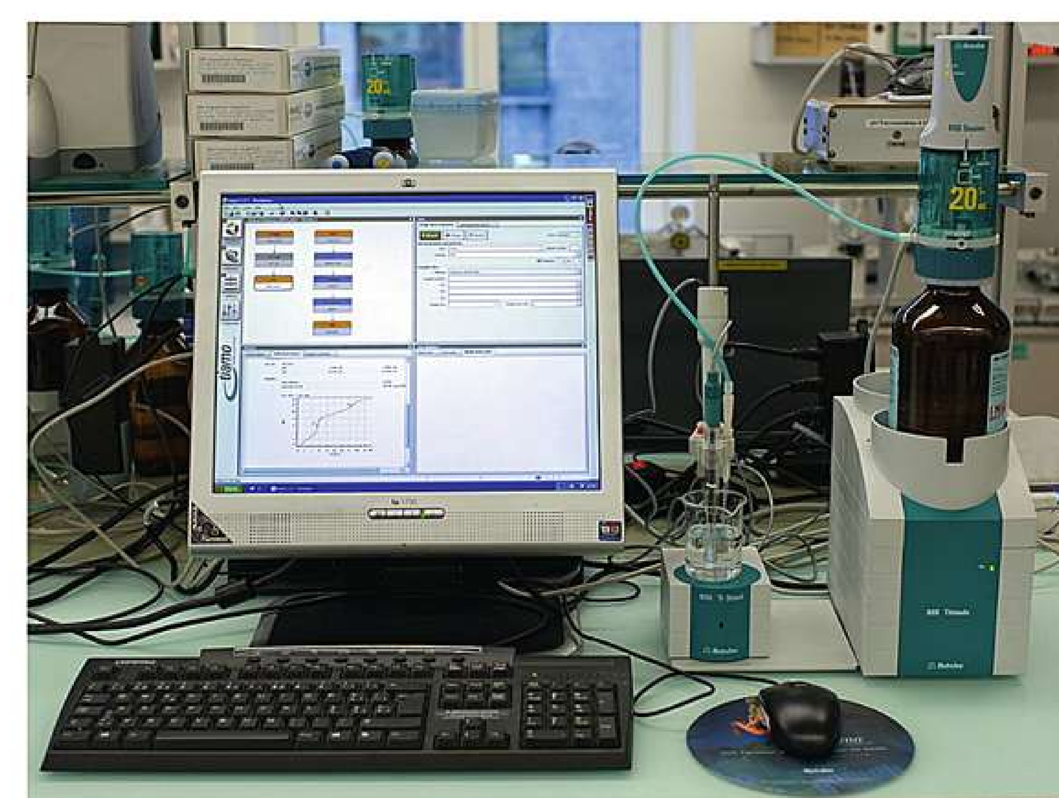


Abb. 103.2 *Titrationsapparatur*

Beispiel 7.3

Bei der Titration einer unbekannten Menge an Salzsäure mit einer 0,1-molaren NaOH verbraucht man 17,2 ml.

17,2 ml 0,1 molare Lösung = 0,00172 mol

Weil NaOH und HCl im Verhältnis 1 : 1 miteinander reagieren, enthält die Probe also 0,00172 mol HCl bzw. 0,06278 g HCl.

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du Stoffeigenschaften und Abläufe von Säure-Base-Reaktionen systematisch begründen.

Ü 7.20 Schwefelsäure reagiert mit Calciumhydroxid – $Ca(OH)_2$. Welche Salze können entstehen? Wie heißen sie?

Ü 7.21 Stelle für die Reaktion von Phosphorsäure mit Natronlauge alle drei Reaktionsgleichungen auf.

Ü 7.22 Wieviel Milliliter einer 0,1-molaren Natronlauge braucht man zur vollständigen Neutralisation von 10 ml einer 0,1-molaren Schwefelsäure/0,1-molaren Phosphorsäure/0,1-molaren Salzsäure?

Ü 7.23 Ein Laborant möchte eine unbekannte Menge an Natronlauge bestimmen und titriert die Probe mit einer 0,1-molaren Salzsäure. Er verbraucht 8,5 ml. Wieviel mol bzw. Gramm Natronlauge waren in der Probe enthalten?

1) Das einfache Schema gilt nur für Basen, die nur ein Kation enthalten, z. B. NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_3$.
2) Eine Bürette ist ein geeichtes Glasrohr mit einer Skala und einem Hahn am unteren Ende.

7.5 pH-Wert *(pH-scale)*

Merk & Würdig

In **neutralen Lösungen** sind die Konzentrationen von H_3O^+ und OH^--Ionen gleich groß.

In **Säuren** überwiegen die H_3O^+-Ionen.

In **Basen** überwiegen die OH^--Ionen.

Allgemein gilt:

$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ (mol²/l²)

Ionenprodukt des Wassers *(ion product of water)*

Reagiert Wasser mit Chlorwasserstoff, so nimmt es ein Proton auf, reagiert es mit Ammoniak, gibt es ein Proton ab. Aber auch in reinem Wasser findet eine Protolyse statt, allerdings in wesentlich geringerem Ausmaß. Dabei gibt ein Wassermolekül ein Proton an ein anderes Wassermolekül ab:



$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

In neutralen Lösungen sind die Konzentrationen von H_3O^+- und OH^--Ionen gleich groß, während in sauren Lösungen die H_3O^+-Ionen überwiegen und in basischen Lösungen die OH^--Ionen.

Ermittelt man in sauren, neutralen und basischen Lösungen die Konzentrationen an H_3O^+- und OH^--Ionen, so findet man, dass diese stets in folgender Beziehung zueinander stehen:

Das Produkt der Konzentrationen der H_3O^+-Ionen und der OH^--Ionen ist immer 10^{-14} mol²/l². (In der Formel werden die Konzentrationen durch eine eckige Klammer dargestellt.)

$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ (mol²/l²) bei 20 °C

Diese Gleichung nennt man auch das **Ionenprodukt des Wassers**. Es gilt für Wasser sowie alle verdünnten Säuren und Basen bei einer Temperatur von 20 °C.

Beispiel 7.4

Wenn in einer Lösung die Konzentration der H_3O^+-Ionen 10^{-8} mol/l beträgt, so ist die Konzentration der OH^--Ionen 10^{-6} mol/l, weil

$10^{-8} \cdot 10^{-6} = 10^{-14}$

Merk & Würdig

Der **pH-Wert** ist die negative Hochzahl der H_3O^+-Ionen-Konzentration einer Lösung.

Neutrale Lösungen:	pH = 7
Saure Lösungen:	pH < 7
Basische Lösungen:	pH > 7

pH-Wert[1] *(pH-scale)*

Da das Produkt von H_3O^+- und OH^--Ionen immer konstant ist, genügt nur die Angabe einer der beiden Ionenarten zur näheren Charakterisierung einer Lösung. Dabei hat man sich für die **H_3O^+-Ionen** entschieden.

In der Praxis verwendet man nicht die H_3O^+-Konzentration, sondern deren **negative Hochzahlen** und bezeichnet sie als **pH-Wert**. Ist z. B. die H_3O^+-Konzentration einer Lösung 10^{-12}, so ist der pH-Wert der Lösung 12; es handelt sich um eine Base.

Neutrale Lösungen besitzen einen pH-Wert von 7.

Saure Lösungen haben einen pH-Wert kleiner als 7.

Basische Lösungen haben einen pH-Wert größer als 7.

Je kleiner der pH-Wert bei sauren Lösungen bzw. je größer er bei basischen Lösungen ist, umso saurer bzw. basischer ist die Lösung.

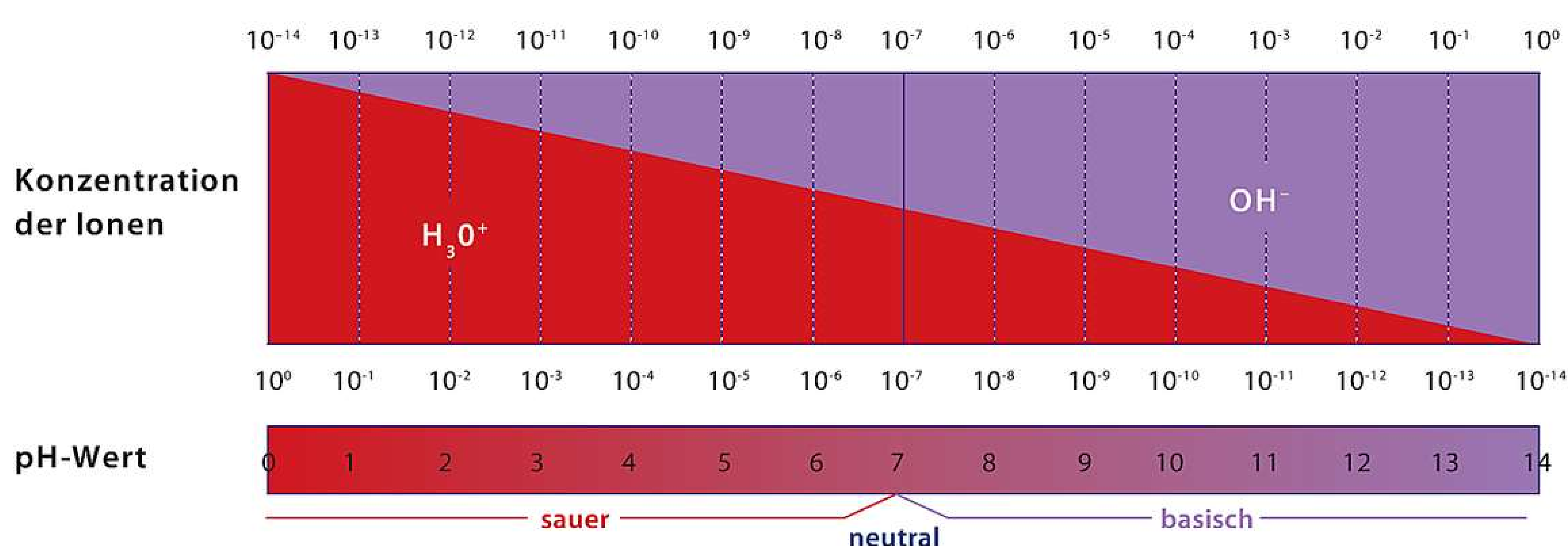


Abb. 104.1 *Zusammenhang zwischen der Konzentration von H_3O^+ und OH^--Ionen und pH-Wert*

[1] Der pH-Wert ist der dekadische Logarithmus der H_3O^+-Konzentration

Säurestärke *(acidity)*

Säuren dissoziieren in Ionen, d. h., sie spalten H^+-Ionen ab. Je mehr Säuremoleküle in Ionen zerfallen, umso höher ist die Konzentration an Protonen, umso höher ist der **Dissoziationsgrad**.

Beispiel 7.5

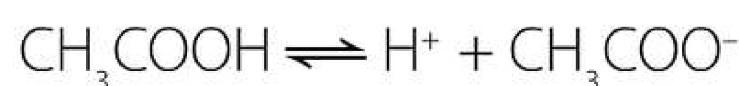
Berechne den pH-Wert

In einer 0,1-molaren Salzsäure-Lösung beträgt der Dissoziationsgrad ca. 90 %, d. h., von 100 Molekülen sind 90 in Ionen zerfallen. Weil von jedem HCl-Molekül ein Proton abgespalten wird, beträgt die Konzentration der H_3O^+-Ionen 0,09 mol pro Liter (ca. 10^{-1}). Der pH-Wert ist daher ungefähr 1.



$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

In einer 0,1-molaren Essigsäure-Lösung (CH_3COOH) beträgt der Dissoziationsgrad nur etwa 1 %. Jedes Essigsäure-Molekül spaltet ein Proton ab. Die H_3O^+-Konzentration ist daher etwa 0,001 mol pro Liter (10^{-3}). Der pH-Wert ist also ca. 3.



$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$$

Säure (0,1molar)	pH	
Schwefelsäure	0,7	↑
Salzsäure	1,0	
Salpetersäure	1,0	Säurestärke nimmt zu
Citronensäure	2,1	
Essigsäure	2,9	

Tabelle 105.1

Merk & Würdig

Eine Säure ist umso stärker, je kleiner ihr pH-Wert ist.

Basenstärke *(alkalinity)*

Wie bei den Säuren lassen sich auch bei den Basen unterschiedliche Dissoziationsgrade und damit unterschiedliche Konzentrationen an OH^--Ionen messen.

So beträgt z. B. der Dissoziationsgrad einer 0,1-molaren NH_3-Lösung ungefähr 1 %, d. h., von 100 Molekülen ist eines zerfallen. Die Konzentration an OH^--Ionen beträgt also 0,001 mol/l (10^{-3}) und die Konzentration der H_3O^+-Ionen 10^{-11}. Der pH-Wert ist also 11.

Base (0,1molar)	pH	
Natriumhydrogen-carbonat-Lösung	8	Basenstärke nimmt zu
Ammoniak	11	
Natronlauge	13	↓

Tabelle 105.2

Merk & Würdig

Eine Base ist umso stärker, je höher ihr pH-Wert ist.

Messung des pH-Wertes *(measurement of pH-scale)*

Die einfachste und gebräuchlichste Methode zur Messung des pH-Wertes erfolgt mithilfe von **Indikatorstreifen**. Diese Papierstreifen sind mit einem Gemisch verschiedener Indikatoren getränkt, die sich je nach pH-Wert unterschiedlich verfärben (siehe **Abb. 105.1**).

Der pH-Wert einer Lösung hängt von der Konzentration der Ionen ab. Je mehr Ionen vorhanden sind, umso größer ist auch die Leitfähigkeit für den elektrischen Strom. Daher kann man auch die H_3O^+-Konzentration bzw. den pH-Wert von Lösungen über ihre Leitfähigkeit mit einem **pH-Meter** messen.



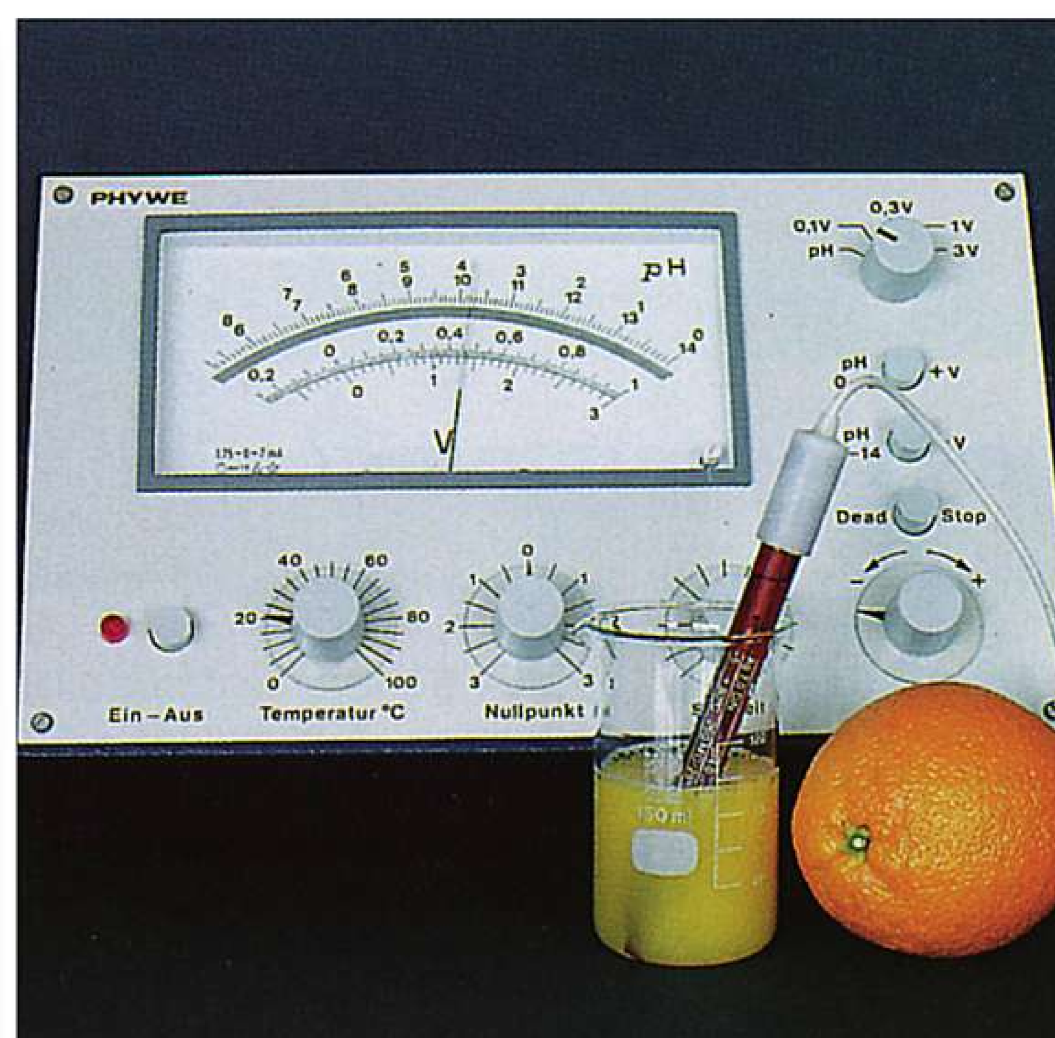


Abb. 105.1, 105.2 *Bestimmung des pH-Wertes durch Indikatorstreifen und pH-Meter*

pH-Werte einiger bekannter Substanzen

(pH values of some common substances)

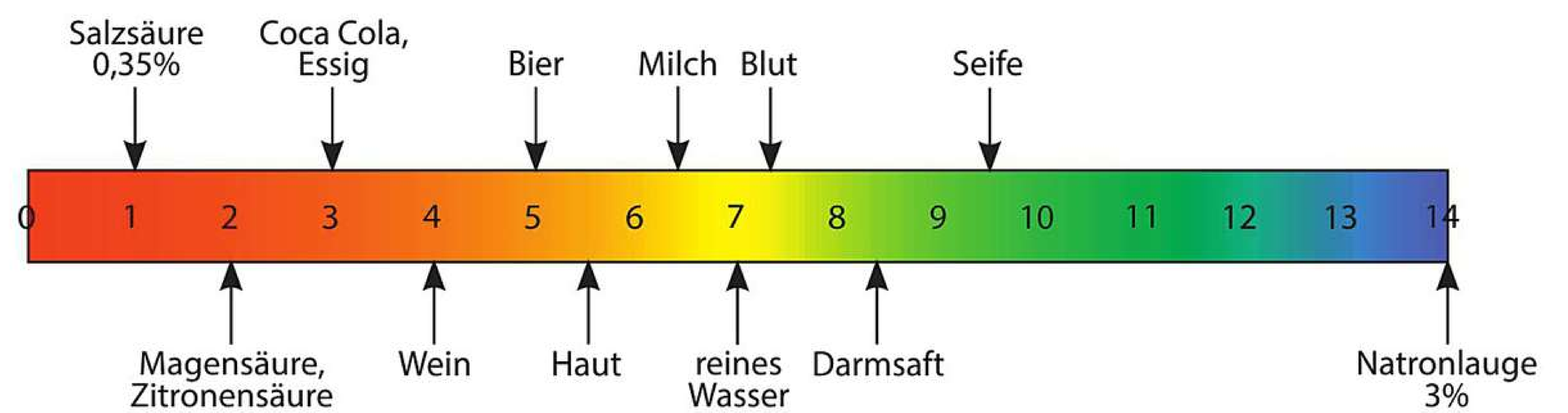


Abb. 106.1



Ergänzung & Ausblick

pH-Wert des Speichels und Karies

Eine wichtige Bedeutung hat der pH-Wert des Speichels für die Gesunderhaltung der Zähne. Speichel besitzt einen neutralen bis leicht basischen pH-Wert. Zuckerhältige Nahrung wird im Mund durch Bakterien zersetzt. Dabei sinkt der pH-Wert in den sauren Bereich. Im sauren Bereich werden Mineralstoffe aus dem Zahn gelöst. Dies führt zu Karies.

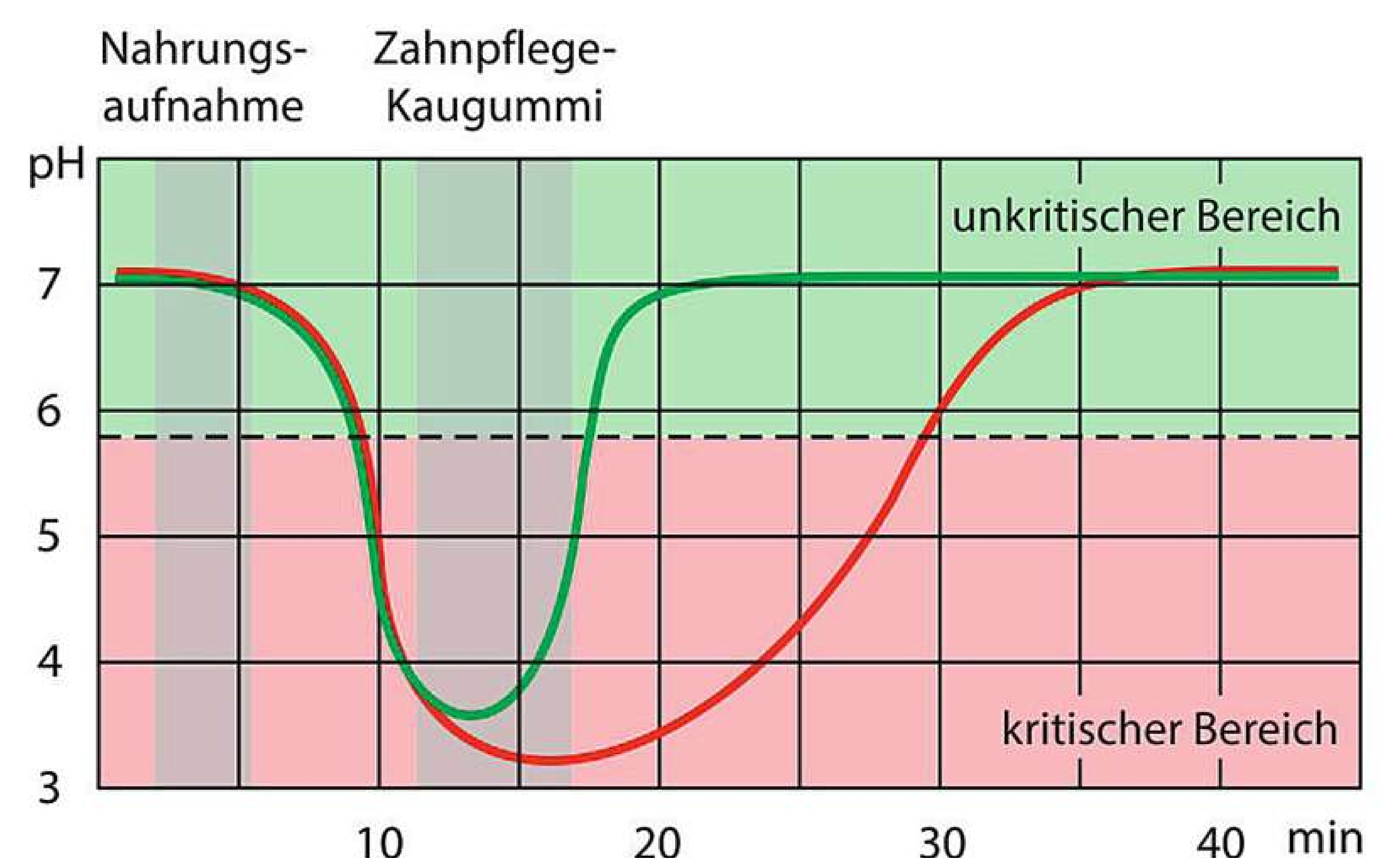


Abb. 106.2 *Die Kurven in der Abbildung zeigen den Verlauf des pH-Wertes im Speichel nach dem Essen zuckerhältiger Nahrung ohne weitere Behandlung (rot) bzw. nach anschließender Verwendung eines Zahnpflege-Kaugummis (grün).*

pH-Wert der Haut

Die Haut besitzt einen sogenannten Säuremantel. Er wird von den Schweißdrüsen gebildet und enthält Milchsäure, Wachse und Fettsäuren. Die Säureschicht hält die Haut geschmeidig und elastisch und wehrt Krankheitserreger ab. Ihr pH-Wert beträgt ca. 4 – 7. Seife besitzt einen pH-Wert von etwa 9,5. Beim regelmäßigen Waschen der Haut mit basischer Seife kommt es zur Neutralisation und zur Zerstörung des Säuremantels. Dadurch wird die Haut trocken und anfällig für Krankheitserreger (z. B. Hautpilze).

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du Stoffeigenschaften und Abläufe von Säure-Base-Reaktionen systematisch begründen.

Ü 7.24 Im Labor stellt man bei einer Lösung einen pH-Wert von 4 fest. Welche Farben würden die Indikatoren Lackmus, Methylorange bzw. Phenolphthalein in dieser Lösung annehmen?

Ü 7.25 Eine Lösung hat eine H_3O^+-Konzentration von 0,0000001 mol/l. Wie groß ist der pH-Wert? Ist die Lösung sauer, basisch oder neutral?

Ü 7.26 Informiere dich in anderen Büchern, im Internet oder sonstigen Quellen über die pH-Werte folgender Stoffe und reihe sie nach steigendem pH-Wert:

Zitronensaft, Coca Cola, Blut, Speichel, Magensaft, Seife, Essig, Kaffee, Tee, Saurer Regen, Milch, Wein, Orangensaft, Apfelsaft, Mineralwasser, Meerwasser, Leitungswasser, Bier

Ü 7.27 0,01-molare Natronlauge ist zu 100 % dissoziiert. Wie groß sind die Konzentrationen der OH^-- und H_3O^+-Ionen in der Lösung? Wie groß ist der pH-Wert?

8 Molekulare Stoffe

In diesem Kapitel geht es um

- **kovalente Bindung (Elektronenpaarbindung)**
- **Wasserstoffbrückenbindung**

Merk & Würdig

Molekulare Stoffe besitzen relativ niedrige Schmelz- und Siedepunkte. Sie bestehen aus **Nichtmetallen**.

8.1 Kovalente Bindung *(covalent bond)*

Warum verbinden sich Atome? *(why do compounds form?)*

Wie im Kapitel 3.2 Ionisierungsenergie gezeigt wurde, wollen alle Atome eine Edelgaskonfiguration besitzen. Um das zu erreichen, können sie Elektronen abgeben (Metalle) oder aufnehmen (Nichtmetalle). Metalle bilden dabei Kationen, Nichtmetalle bilden Anionen. Diese vereinigen sich dann zu einem Ionengitter (siehe Seite 93).

Das ist allerdings nicht die einzige Möglichkeit, wie Atome die Elektronenkonfiguration erreichen können: Verbinden sich **Nichtmetall-Atome** untereinander, so können sie sich auch Elektronen teilen und besitzen diese dann gemeinsam.

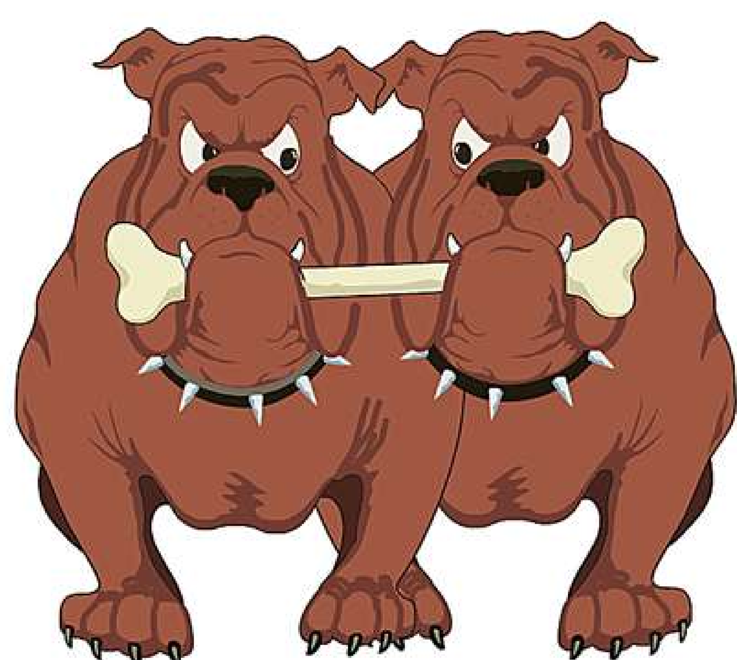


Abb. 108.1 *So wie ein Knochen, den die beiden Hunde für sich beanspruchen, diese zusammenhält, werden Atome durch gemeinsame Elektronen verbunden.*

Einfachbindung *(single bond)*

Wasserstoff besitzt ein Proton im Kern und dementsprechend ein Elektron in der Hülle. Als Element der 1. Periode versucht jedes Wasserstoff-Atom, die Edelgaskonfiguration von Helium (2 Valenzelektronen) zu erreichen.

Fluor besitzt als Element der 17. Gruppe 7 Valenzelektronen und versucht die Edelgaskonfiguration von Neon (8 Valenzelektronen) zu erreichen. Dies geschieht z. B., wenn sich zwei Wasserstoff-Atome bzw. zwei Fluor-Atome zu einem Molekül verbinden.

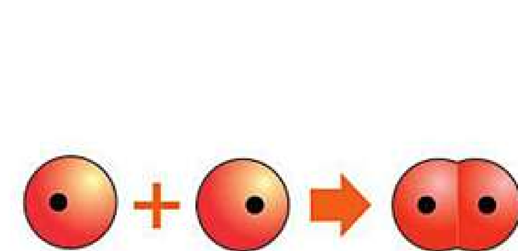


Abb. 108.2 *Zwei Wasserstoff-Atome verbinden sich zu einem Wasserstoff-Molekül.*

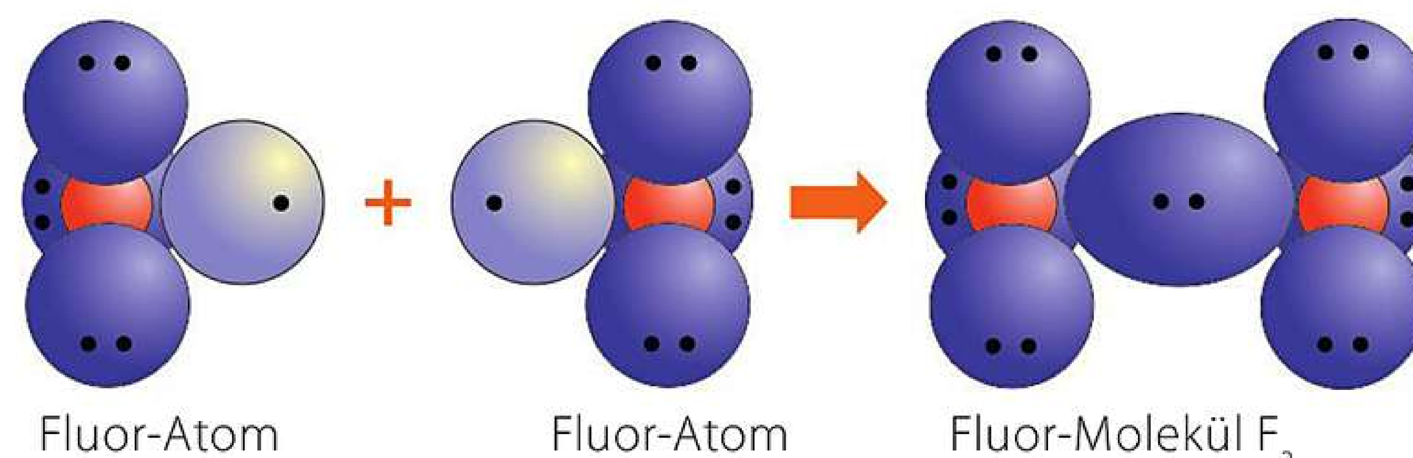


Abb. 108.3 *Zwei Fluor-Atome verbinden sich zu einem Fluor-Molekül*



Abb. 108.4 *Strukturformel von einem Wasserstoffmolekül mit einem bindenden Elektronenpaar.*

Wenn die beiden Atome weit voneinander entfernt sind, so beeinflussen sie sich gegenseitig nicht. Nähern sie sich einander aber, so geraten die Elektronen auch in den Anziehungsbereich des jeweils anderen Atomkerns. Jeder Atomkern zieht ein Elektron des anderen Atoms an sich und erreicht damit die Edelgaskonfiguration. Die Kugelwolken verschmelzen zu einer gemeinsamen Wolke, die zwei Elektronen enthält. Sie verbinden die Atome (siehe **Abb. 108.2, 108.3**).

Die beiden Elektronen bezeichnet man daher auch als **gemeinsames (bindendes) Elektronenpaar** und symbolisiert es durch einen Bindungsstrich **(Valenzstrich)**. Die entstandene Bindung nennt man **Elektronenpaarbindung (kovalente Bindung)**.

Die nicht an der Bindung beteiligten Elektronenpaare nennt man **freie Elektronenpaare**.

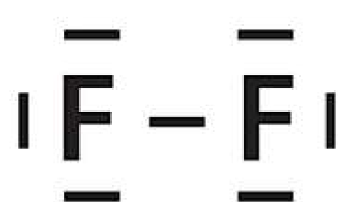


Abb. 108.5 *Strukturformel von einem Fluormolekül mit einem bindenden Elektronenpaar und je drei freien Elektronenpaaren.*

Damit erhält man die sogenannte **Strukturformel** (siehe **Abb. 108.4** und **Abb. 108.5**). Von ihr zu unterscheiden ist die **Summenformel**, die nur die Anzahl der Atome, aber keine Struktur der Moleküle angibt.

Stoff	Kugelwolkenmodell	Strukturformel	Summenformel	Molekülmodell
Wasserstoff		H – H	H_2	
Fluor		|F̄ – F̄|	F_2	

Tabelle 108.1

Merk & Würdig

In **Molekülen** werden die Atome durch **gemeinsame Elektronenpaare** verbunden. Diese Art der Bindung wird als **Elektronenpaarbindung** oder **kovalente Bindung** bezeichnet.

In der Strukturformel bedeutet ein Bindungsstrich zwischen den Atomsymbolen ein **bindendes Elektronenpaar**, ein Strich neben dem Symbol ein **freies Elektronenpaar**.

Dieses wird nicht für die Bindung beansprucht, kann aber für weitere Bindungen zur Verfügung gestellt werden. Im Fluor-Molekül gibt es 1 bindendes und 6 freie Elektronenpaare.

Werden die Atome nur von **einem gemeinsamen Elektronenpaar** zusammengehalten, spricht man von einer **Einfachbindung**.

Mehrfachbindungen *(multiple bonds)*

Zwei Sauerstoffatome, die sich zu einem Sauerstoffmolekül vereinigen, können das Elektronenoktett nur durch zwei gemeinsame Elektronenpaare erreichen. Zuerst bilden zwei Elektronenwolken eine starke Bindung zwischen den beiden Atomkernen. Man nennt sie σ-Bindung[1]. Dann verschmelzen noch zwei weitere Elektronenwolken zu einer schwächeren π-Bindung[2]. Die unterschiedliche Stärke der Bindungen entsteht, weil sich die Elektronenwolken unterschiedlich stark überlappen. σ-Bindung und π-Bindung zusammen nennt man **Doppel-** oder **Zweifachbindung**.

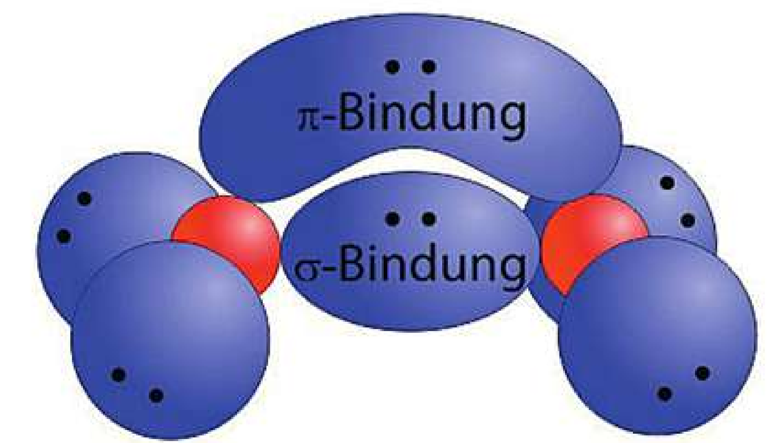


Abb. 109.1 *Doppelbindung im Sauerstoff-Molekül*

Jedes Stickstoff-Atom möchte drei Elektronen aufnehmen, um zum Elektronenoktett zu gelangen. Daher werden in einem Stickstoff-Molekül die beiden Atome drei gemeinsame Elektronenpaare besitzen. Ähnlich wie beim Sauerstoff bildet sich eine starke σ-Bindung und zwei schwächere π-Bindungen. Alle zusammen nennt man **Dreifachbindung**.

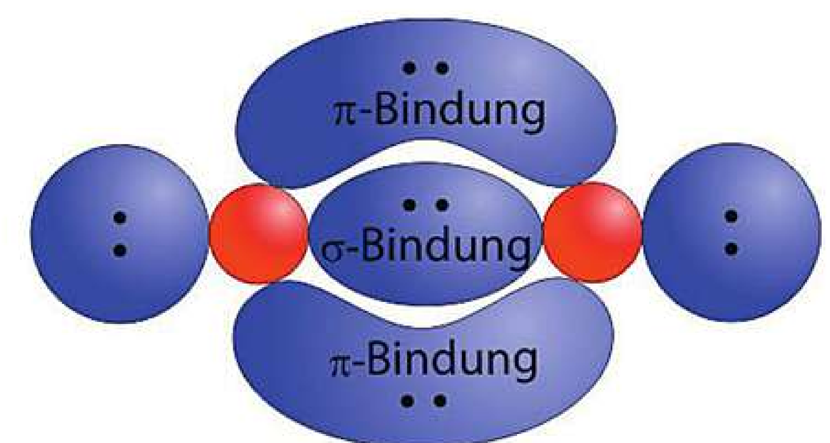


Abb. 109.2 *Dreifachbindung im Stickstoff-Molekül*

Stoff	Strukturformel	Summenformel	Molekülmodell
Sauerstoff	⟨O = O⟩	O_2	
Stickstoff	|N ≡ N|	N_2	

Tabelle 109.1

Merk & Würdig

Elektronegativität ist das Bestreben eines Atoms, innerhalb eines Moleküls Elektronen an sich heranzuziehen.

Innerhalb einer Periode steigt sie von der 1. bis zur 17. Gruppe an. Innerhalb einer Gruppe nimmt sie von oben nach unten ab. Das elektronegativste Element ist daher das Fluor.

Polare Bindung *(polar bonds)*

Sind verschiedenartige Atome mit einer Elektronenpaarbindung verknüpft, so werden die Elektronen stärker zum **elektronegativeren Element** hingezogen. Der Schwerpunkt der positiven Ladungen (Atomkerne) und der der negativen Ladungen (Elektronen) fallen nicht mehr zusammen. Das Molekül erhält somit eine positive und eine negative Teilladung, obwohl es als Ganzes gesehen neutral ist. Die Teilladungen sind räumlich getrennte Pole des Moleküls, weshalb man diese Art der kovalenten Bindung als **polare Bindung** und solche Moleküle als **Dipole** bezeichnet (siehe **Abb. 109.3**, **Abb. 109.4**).

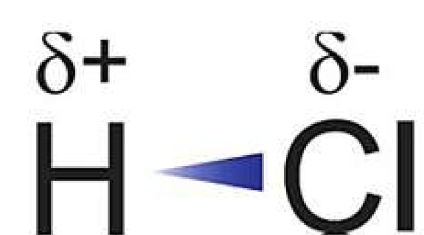


Abb. 109.3 *Das HCl-Molekül ist ein Dipol. Das gemeinsame Elektronenpaar ist stärker zum Chlor hingezogen. Der griechische Buchstabe δ (Delta) zeigt die Teilladung an.*

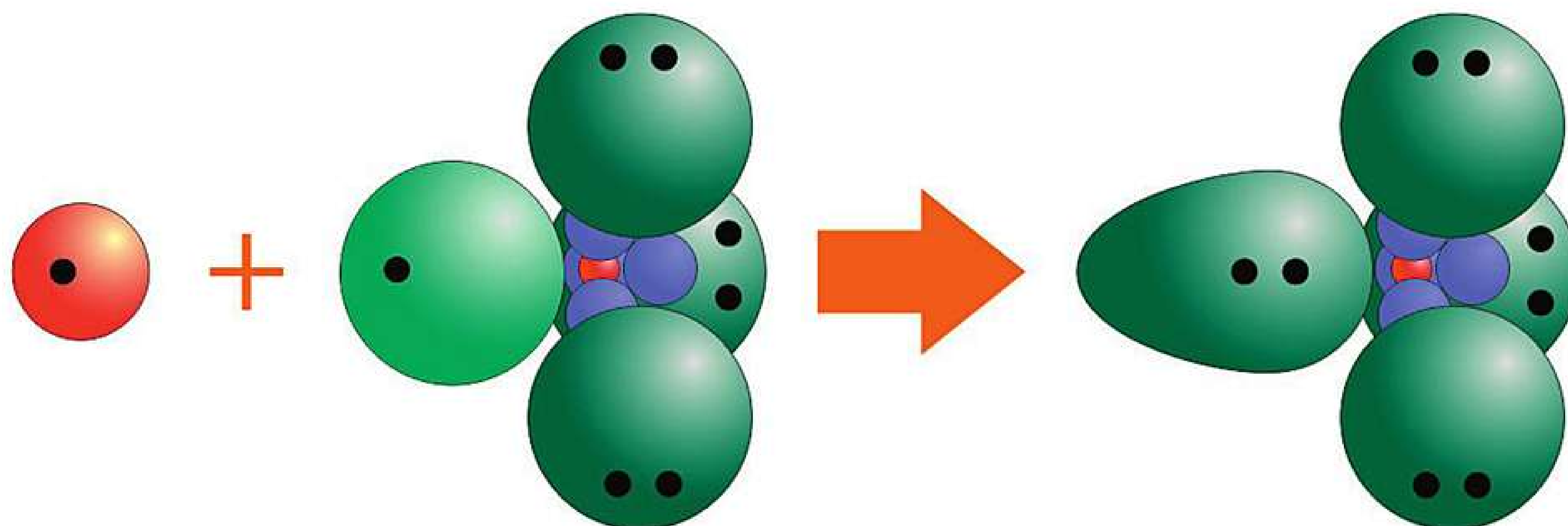


Abb. 109.4 *Ein Wasserstoff-Atom und ein Chlor-Atom bilden ein HCl-Molekül*

Die Elektronenpaare eines Moleküls ordnen sich infolge ihrer gegenseitigen Abstoßung in größtmöglicher und gleicher Entfernung voneinander an. Bei vier Elektronenpaaren ist diese Anordnung ein **Tetraeder** (siehe **Abb. 110.1**). Im Methanmolekül besetzen die vier Wasserstoffatome die Ecken eines Tetraeders, in dessen Mittelpunkt das Kohlenstoff-Atom steht. Bei den Verbindungen Ammoniak, Wasser und Chlorwasserstoff besetzen neben den Wasserstoff-Atomen die freien Elektronenpaare die restlichen Ecken des Tetraeders.



Abb. 109.5 *Modell des Dipols. Der kräftigere Hund kann den Knochen stärker an sich heranziehen.*

[1] sprich „Sigma-Bindung" (σ ist der griechischer Buchstabe Sigma)
[2] sprich „Pi-Bindung" (π ist der griechischer Buchstabe Pi)

Stoff	Strukturformel	Summenformel	Molekülmodell
Methan	H | H–C–H | H	CH_4	
Ammoniak	$\overline{N}$ H / | \ H H	NH_3	
Wasser	/O\ H H	H_2O	
Fluorwasserstoff	H–$\overline{\underline{F}}$|	HF	

Tabelle 110.1

Übungen

Mit folgenden Übungen zeigst du deine Kenntnisse über chemische Bindungen und kannst mithilfe der Atommodelle und des Periodensystems fachgerecht chemische Formeln aufstellen.

Ü 8.1 Was sind die wesentlichen Unterschiede zwischen der Ionenbindung, der kovalenten Bindung und der Metallbindung?

Ü 8.2 Welcher Bindungstyp wird in folgenden Substanzen vorwiegend zu finden sein?
Kupfer, Kupferchlorid, Wasser, Schwefelsäure, Natrium, Natriumchlorid, Methan, Sauerstoff

Ü 8.3 Welche der folgenden Substanzen bestehen aus Molekülen, welche sind Salze?
CH_4, $CaCl_2$, H_2O, N_2, $CuSO_4$, NH_3, $Ca(NO_3)_2$, CO_2, I_2

Ü 8.4 Erkläre, warum Fluor die größte und Francium die kleinste Elektronegativität besitzen. (Beachte den Atombau!)

Ü 8.5 Zeichne jeweils die Strukturformel für ein Molekül F_2, CO_2, HBr.

Ü 8.6 Erkläre, warum Wasser ein gewinkelt gebautes Molekül besitzt und ein Dipol ist.

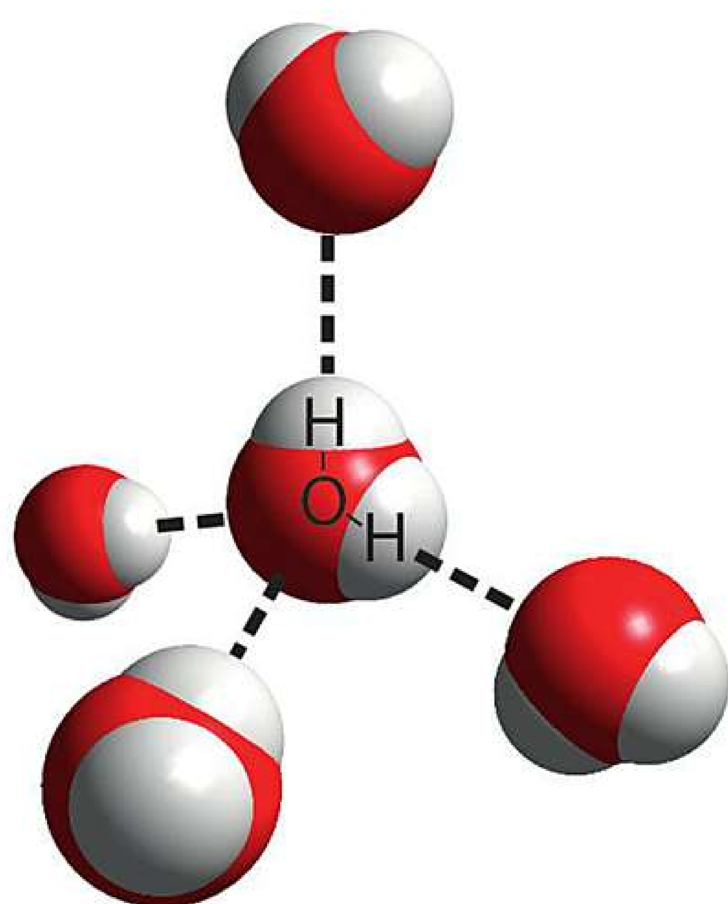


Abb. 110.1 *Wasserstoffbrückenbindung zwischen Wassermolekülen*

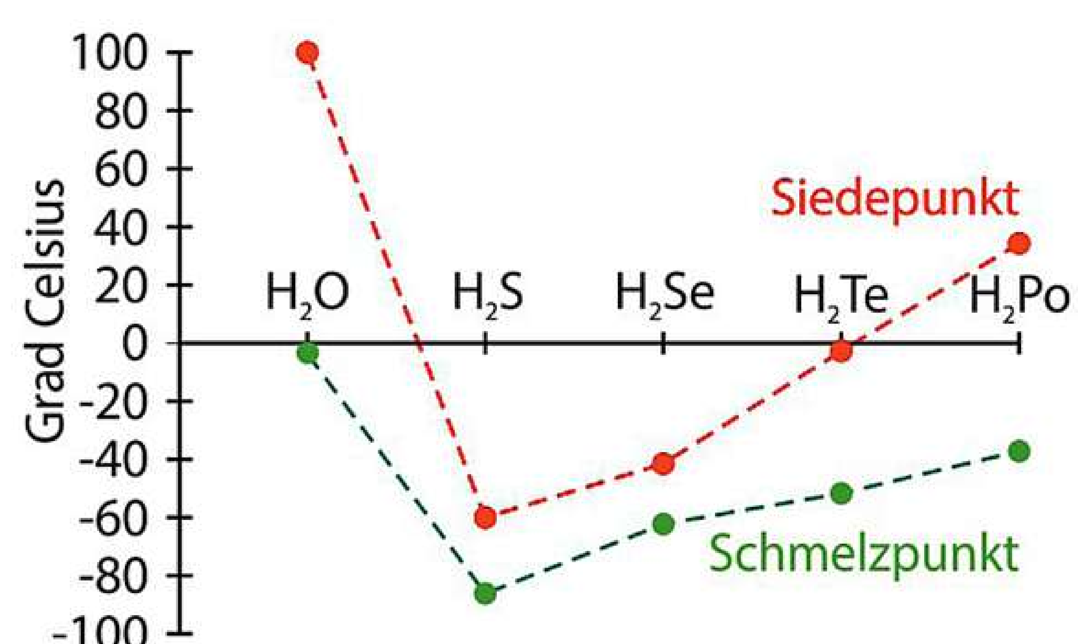


Abb. 110.2 *Schmelz- und Siedepunkte der Wasserstoffverbindungen der Elemente der 16. Gruppe*

8.2 Wasserstoffbrückenbindung *(hydrogen bond)*

Infolge des polaren Charakters können sich Wassermoleküle aneinander binden, wobei sich die negativeren Sauerstoffatome und die positiveren Wasserstoffatome anziehen **(Wasserstoffbrückenbindung)**.

Vergleicht man die Schmelz- und Siedepunkte der Wasserstoffverbindungen der Elemente der 16. Gruppe des Periodensystems, so fällt auf, dass das Wasser völlig aus der Reihe fällt. Theoretisch müsste es z. B. einen Siedepunkt von etwa –80 °C besitzen. Dies ist aber nicht der Fall. Das liegt daran, dass durch den polaren Aufbau zwischen den einzelnen Wassermolekülen Wasserstoffbrücken entstehen. Zum Schmelzen bzw. Verdampfen müssen auch diese Bindungsenergien überwunden werden, was einen höheren Schmelz- bzw. Siedepunkt bedeutet.

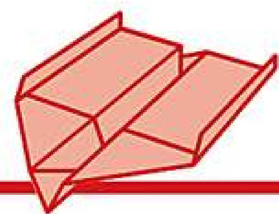
Anomalie des Wassers *(anomalies of water)*

Eine weitere Folge der Wasserstoffbrücken ist die sogenannte **Anomalie des Wassers**. Im Gegensatz zu den meisten Flüssigkeiten dehnt sich das Wasser beim Gefrieren um etwa 9 % aus. Dies macht sich vor allem dann bemerkbar, wenn Wasser, das in Spalten und Ritzen eingedrungen ist, im Winter gefriert. Die Folgen davon sind Absprengungen und damit Verwitterung des Gesteins, die zur Neubildung von Erdboden führt, aber auch die unangenehmen **Frostaufbrüche** auf den Straßen (siehe **Abb. 111.1**).

Der Grund für diese Ausdehnung liegt in der lockeren Anordnung der Wassermoleküle im Kristallgitter von Eis. Bei Energiezufuhr bricht das Kristallgitter zusammen, und die

Moleküle können sich näher zusammenlagern. Dennoch liegen noch bis etwa 4 °C aus wenigen Wassermolekülen bestehende lockere Verbände vor, die erst oberhalb von 4 °C völlig zerfallen. Die Dichte von flüssigem Wasser nimmt daher bis 4 °C ständig zu, um oberhalb von 4 °C wieder abzunehmen, weil jetzt jedes Wassermolekül infolge der Wärmebewegung mehr Platz beansprucht. Flüssiges Wasser besitzt somit bei 4 °C die größte Dichte (1 kg/dm³ = 1 g/cm³) (siehe **Abb. 111.2**).

Diese Tatsache ist für die Natur von großer Bedeutung. So kühlt das Wasser von Seen oberflächlich erst nur bis auf 4 °C ab, da das 4 °C kalte, relativ schwerere Wasser auf den Grund sinkt und wärmeres, leichteres Wasser an die Oberfläche kommt. Dieser Kreislauf wiederholt sich so lange, bis schließlich das ganze Wasser auf 4 °C abgekühlt ist. Erst dann kann die Temperatur des Oberflächenwassers weiter sinken. Bei weiterer Abkühlung erstarrt schließlich das Wasser an der Oberfläche zu Eis, das ebenfalls an der Oberfläche bleibt, da es ja eine geringere Dichte besitzt als flüssiges Wasser. Dementsprechend kann die Eisbildung nur langsam in tiefere Schichten vordringen, weshalb tiefere Gewässer nie bis zum Grunde gefrieren, sodass Pflanzen und Tiere überleben können.



Experiment

Nimm einen Strohhalm und drücke ihn auf einen Eiswürfel. Es entsteht ein Loch, weil das Eis durch den Druck schmilzt.

Eine weitere Folge der Anomalie ist die Tatsache, dass Eis unter Druck schmilzt. Nach dem Prinzip vom geringsten Zwang (siehe Seite 60) will jeder Stoff einem äußeren Zwang ausweichen. Setzt man Eis unter Druck, wird es sich verflüssigen, weil Wasser im flüssigen Aggregatzustand ein geringeres Volumen besitzt als im festen Zustand und damit einem geringeren Druck ausgesetzt ist. Dies passiert z. B. beim Schlittschuhlaufen: Durch das Körpergewicht und die kleine Fläche der Kufen wird auf das Eis ein Druck ausgeübt, wodurch ein Wasserfilm entsteht, der das Dahingleiten ermöglicht.

Hydratation und Solvatation *(hydration and solvation)*

- **Hydratation**

  Aufgrund der polaren Moleküle ist **Wasser** ein sehr **gutes Lösungsmittel**. Kommt ein Natriumchlorid-Kristall in das Wasser, so werden die Wassermoleküle aufgrund der Ladungen der Ionen angezogen. Dabei lagert sich der negativ polarisierte Sauerstoff an die Natrium-Kationen, die positiv polarisierten Wasserstoff-Atome an die Chlor-Anionen an. Die Wassermoleküle greifen das Ionengitter zuerst an Ecken an und schieben sich zwischen die Ionen. Schließlich sind alle Ionen von einer Schicht aus Wassermolekülen umgeben und sind in der Lösung frei beweglich. Je nach Größe der Ionen besteht diese **Hydrathülle** aus einer unterschiedlichen Anzahl von Molekülen. Natrium-Ionen werden durchschnittlich von 8, Chlorid-Ionen von 3 Wassermolekülen umgeben. Diesen Lösungsvorgang nennt man **Hydratation**.

- **Solvatation**

  Sind neben oder statt Wasser andere polare Lösungsmittel beteiligt (z. B. flüssiger Ammoniak), spricht man von Solvatation. Die Hydratation ist also ein Sonderfall der Solvatation.



Abb. 111.1 *Frostaufbrüche*

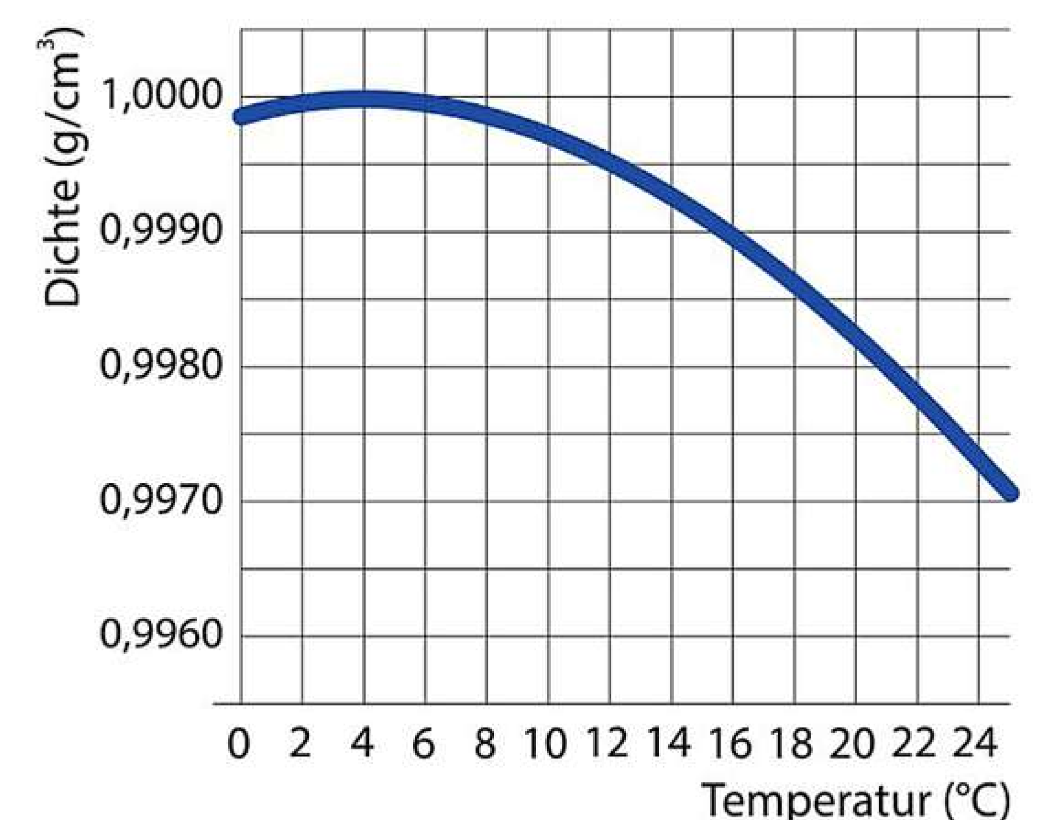


Abb. 111.2 *Dichte von Wasser in Abhängigkeit von der Temperatur*



Abb. 111.3 *Eislaufen*

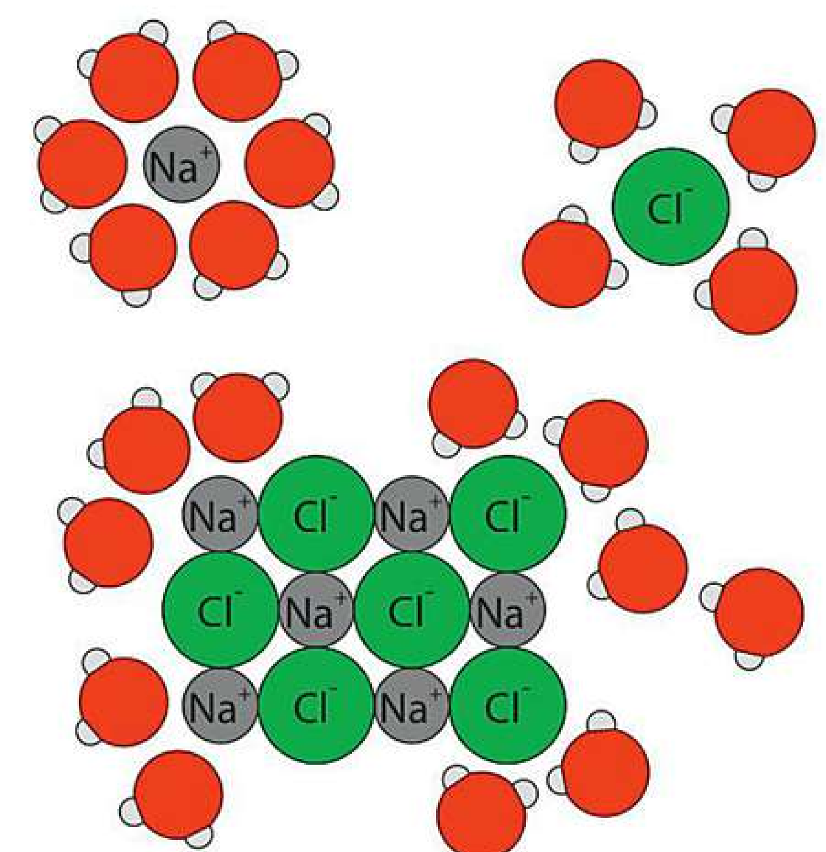


Abb. 111.4 *Hydratation von Natriumchlorid*

Merk & Würdig

Solvatation ist die Anlagerung von Molekülen eines Lösungsmittels an gelöste Teilchen.

Ist das Lösungsmittel Wasser, spricht man von **Hydratation**.

	Löslichkeit (%)	
	20 °C	80 °C
Calciumcarbonat	0,0015	0,002
Kaliumsulfat	10,0	17,5
Natriumchlorid	26,5	27,5
Zucker	66	78,7
Zinkchlorid	78,7	84,5
Sauerstoff[1)]	0,0428	0,0252
Kohlenstoffdioxid	1,67	–

Tabelle 112.1



Abb. 112.1 *Beim Öffnen einer Sektflasche entweicht Kohlenstoffdioxid*

Löslichkeit *(solubility)*

Eine bestimmte Menge an Lösungsmittel kann nur eine begrenzte Menge Feststoff auflösen. Gibt man mehr von dem zu lösenden Stoff dazu, so bleibt er als fester Bodensatz zurück, ohne dass sich die Konzentration der Lösung weiter erhöht. Die Lösung ist **gesättigt** (*saturated solution*). Das Lösungsvermögen einer Flüssigkeit ist von der Temperatur abhängig. Im Allgemeinen steigt es mit zunehmender Temperatur.

Aber auch Gase lassen sich in Flüssigkeiten lösen. So entsteht z. B. Salzsäure durch Auflösen des Gases Chlorwasserstoff in Wasser, Kohlensäure durch Auflösen von Kohlenstoffdioxid in Wasser. Im Gegensatz zu den Feststoffen lösen sich Gase in einer Flüssigkeit mit zunehmender Temperatur allerdings schlechter. Die Anwendung von Druck erhöht die Löslichkeit von Gasen. Öffnet man z. B. eine Sektflasche, so wird der Druck erniedrigt und das gelöste Kohlenstoffdioxid entweicht.

Übungen

Mit folgenden Übungen zeigst du, dass du einen Bezug zwischen deinen erworbenen Erkenntnissen und deinen Alltagserfahrungen herstellen kannst.

Ü 8.7 *What are the aggregate states of H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te und H_2Po (see figure 110.2) at 20 °C?*

Ü 8.8 Erkläre mithilfe der Anomalie des Wassers, warum Eis auf Wasser schwimmt.

Ü 8.9 Warum wird ein Salzkristall von außen nach innen aufgelöst?

Ü 8.10 Die Löslichkeit von NaCl beträgt bei 20 °C 26,5 Gew % (siehe Tabelle 112.1). Wie viel Gramm NaCl sind daher in 1 000 g einer gesättigten Kochsalz-Lösung enthalten?

Ü 8.11 Was passiert, wenn man eine bei 80 °C gesättigte Kaliumsulfatlösung abkühlen lässt?

Ü 8.12 Erkläre folgende Beobachtung: In warmem Wasser öffnen sich die Kiemendeckel der Fische rascher als in kaltem Wasser, sie atmen also schneller.

[1)] Angabe in g Sauerstoff (Kohlenstoffdioxid) pro Kilogramm Wasser bei einem Druck von einem bar.

9 Sauerstoff

In diesem Kapitel geht es um

- **Luft**
- **Ozon**

9.1 Luft *(air)*


Abb. 114.1 *BLAISE PASCAL*


Abb. 114.2 *EVANGELISTA TORRICELLI*


Abb. 114.3 *CARL V. LINDE*

In der Antike wurde die Luft für **das Grundelement** gehalten. Nach Meinung der griechischen Philosophen seien alle anderen Elemente (Feuer, Erde, Wasser) aus verdichteter oder verdünnter Luft entstanden. Erst im 17. Jahrhundert entdeckten Wissenschaftler wie der Franzose **Pascal**[1] und der Italiener **Torricelli**[2] Möglichkeiten zur Messung des Luftdrucks. Damit wurde aus dem geheimnisvollen Element der griechischen Philosophen eine „greifbare" Substanz. Ein Jahrhundert später fanden Chemiker heraus, dass die Luft keine Verbindung, sondern ein Gemenge (siehe Seite 14), hauptsächlich aus den Elementen Stickstoff und Sauerstoff, darstellt. In der sogenannten **Normalatmosphäre** gilt bis zu einer Höhe von 80 km folgende Luftzusammensetzung:

Substanz	Prozent
Stickstoff	78,0
Sauerstoff	21,0
Argon	0,9
Kohlenstoffdioxid	0,03
Edelgase und Spurengase (Neon, Helium, Krypton, Wasserstoff, Xenon, Radon, Ozon)	0,07

Tabelle 116.1

Diese Werte entsprechen vielfach nicht der tatsächlichen Zusammensetzung von Luft. Der Grund dafür ist, dass in der Normalatmosphäre die Luftfeuchtigkeit nicht berücksichtigt wird und die Luft gewöhnlich unterschiedliche Mengen an Verunreinigungen enthält (z. B. Schwefeldioxid, Stickoxide, Kohlenstoffmonoxid, Staub).

Zerlegung von Luft in ihre Bestandteile (Linde-Verfahren)

(separating gases from the air)

Luft ist ein Gemenge, daher kann man sie durch einen physikalischen Vorgang in ihre Reinstoffe zerlegen. Zuerst wird die Luft im sogenannten **Linde-Verfahren**[3] verflüssigt und anschließend getrennt.

Die einzelnen Schritte des Linde-Verfahrens sind (siehe **Abb. 115.1**):

1. **Reinigung**
   Die angesaugte Luft wird von Verunreinigungen, Wasserdampf und Kohlenstoffdioxid gereinigt. Diese würden nämlich beim folgenden Abkühlvorgang erstarren und die Pumpen blockieren.
2. **Kompression**
   Die gereinigte Luft wird auf etwa 200 bar zusammengepresst **(komprimiert)**. Dabei erwärmt sie sich durch die starke Reibung der Gasteilchen.
3. **Kühlung**
   Die Kompressionswärme wird in einem Kühler abgeführt und die Luft wieder auf Normaltemperatur abgekühlt.
4. **Expansion**
   Beim Drosselventil wird der Druck auf ca. 20 bar vermindert, wobei sich die Luft ausdehnt **(expandiert)**. Dabei verbrauchen die Gasteilchen Energie und kühlen um ca. 45 Grad ab. Durch mehrmalige Kompressions- und Expansionsschritte kann man Luft so weit abkühlen, dass die Bestandteile der Luft flüssig werden.
5. **Trennung**
   Durch langsames Verdampfen flüssiger Luft (ca. –200 °C) erhält man schließlich reinen Stickstoff, Sauerstoff und die anderen Bestandteile (fraktionierte Destillation – *fractional destillation*).

[1] BLAISE PASCAL (1623 –1662), französischer Religionsphilosoph, Mathematiker und Physiker
[2] EVANGELISTA TORRICELLI (1608 – 1647), italienischer Mathematiker und Physiker
[3] CARL VON LINDE (1842 – 1934), Professor für Maschinenbau an der Technischen Hochschule in München

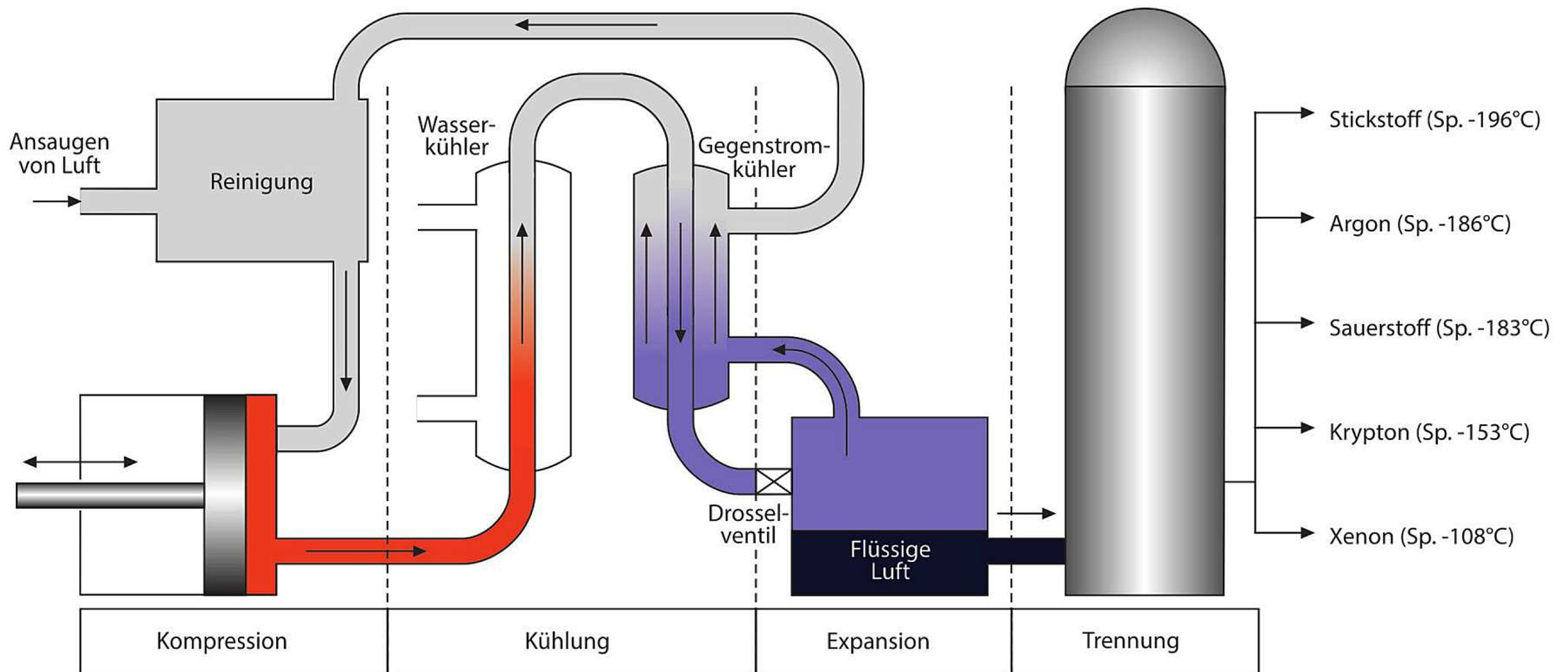


Abb. 115.1 *Schematische Darstellung des Linde-Verfahrens*

Sauerstoff – O_2 *(oxygen)*

Physikalische und chemische Eigenschaften

(physical and chemical properties)

- Sauerstoff hat als Element der 16. Gruppe **6 Valenzelektronen**. Die O_2-Moleküle besitzen daher eine **Doppelbindung**.
- Sauerstoff ist bei Normalbedingungen ein **farb-**, **geschmack-** und **geruchloses Gas**.
- Er löst sich nur geringfügig in Wasser (0,01 g pro 1 Liter Wasser bei 20 °C).
- Sein Siedepunkt liegt bei –183 °C.
- Sauerstoff ist selber **nicht brennbar**, doch **für alle Verbrennungsvorgänge notwendig**. Verbrennungen sind Reaktionen mit Sauerstoff, bei denen **Oxide** entstehen (z. B. Schwefeldioxid, Kohlenstoffoxide, Magnesiumoxid u. v. m.).
- Sauerstoff wirkt **oxidierend** (siehe Seite 67).



Abb. 115.2



Abb. 115.3

Verwendung *(uses of oxygen)*

- Sauerstoff ist notwendig zur **Atmung**. Bei der Atmung entstehen in den Körperzellen aus Glucose (Traubenzucker) Kohlenstoffdioxid, Wasser und Energie.

  $C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2 \rightarrow 6\,CO_2 + 6\,H_2O + \text{Energie}$
- Die großtechnisch wichtigste Anwendung von Sauerstoff erfolgt in der **Stahlerzeugung**, bei der er die unerwünschten Bestandteile des Roheisens (z. B. Kohlenstoff, Phosphor, Silicium) bindet (siehe Seite 84).
- Mit reinem Sauerstoff erreicht man bei Verbrennungen höhere Temperaturen als mit Luft. Man verwendet ihn daher zum **autogenen Schweißen** von Metallen.

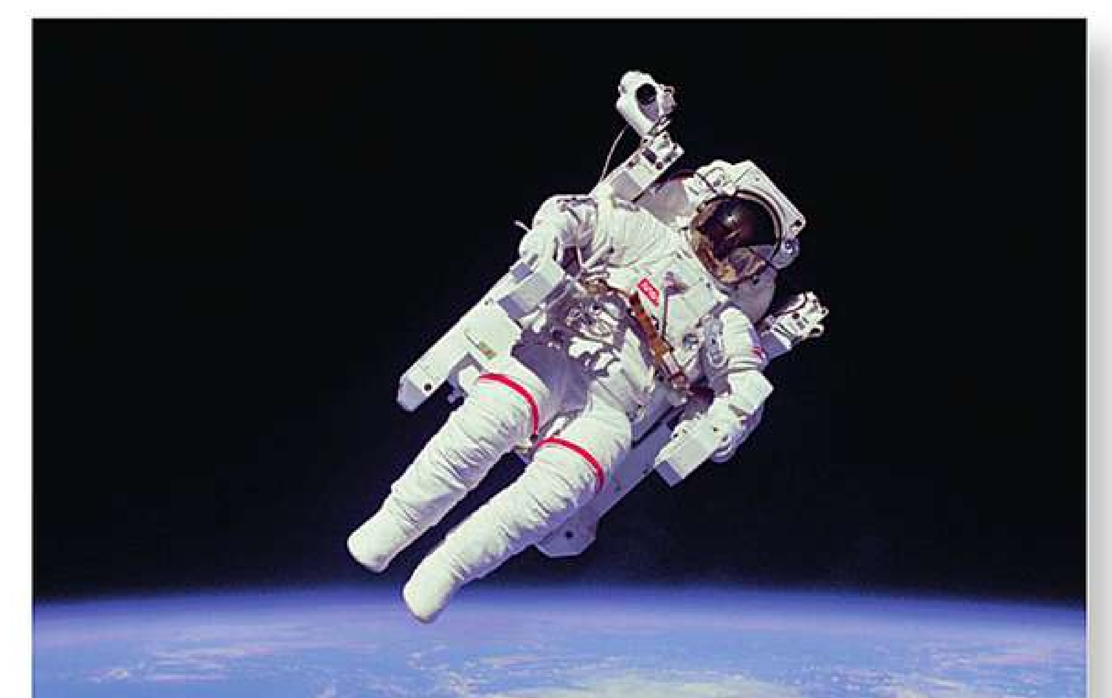


Abb. 115.4 *Ohne Sauerstoff kein Leben im All*

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du mithilfe der Atommodelle Stoffeigenschaften und Reaktionsabläufe beschreiben und erläutern.

Ü 9.1 Erkläre mithilfe des Teilchenmodells die Erwärmung von Gasen beim Komprimieren sowie die Abkühlung beim Expandieren.

Ü 9.2 In welcher Reihenfolge verdampfen die Substanzen Sauerstoff und Stickstoff?

Ü 9.3 Warum erhält man beim langsamen Erwärmen von flüssiger Luft Argon vor Sauerstoff? (siehe **Abb. 115.1**)

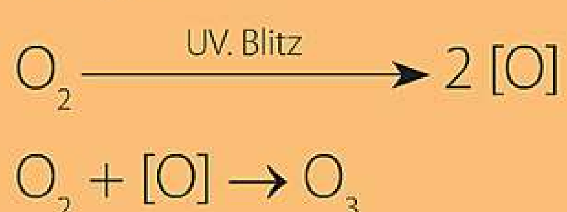
Ü 9.4 Stelle die Reaktionsgleichungen auf für die Verbrennungen von S zu SO_2, C zu CO und Mg zu MgO.

Ü 9.5 Welche Oxidationszahlen haben die Metalle in Mangan(II)-oxid, Mangan(IV)-oxid, Kupfer(I)-oxid, Kupfer(II)-oxid? Wie lauten die Formeln dieser Oxide?

9.2 Ozon – O_3 *(ozone)*

Merk & Würdig

Ozon entsteht aus Sauerstoff durch Spaltung von O_2 mithilfe von Energie (z. B. Blitz, UV-Strahlung):



$O_2 \xrightarrow{\text{UV, Blitz}} 2\,[O]$

$O_2 + [O] \rightarrow O_3$

Sauerstoff verwandelt sich teilweise in eine ebenfalls gasförmige Abart, wenn er elektrischen Entladungen (z. B. Blitzen) oder energiereicher ultravioletter Strahlung ausgesetzt wird. Diese hat wegen ihres eigentümlich stechenden Geruches den Namen **„Ozon"**[1] erhalten. Durch die zugeführte Energie werden einzelne Sauerstoff-Moleküle in freie Sauerstoff-Atome aufgespalten. Diese sind äußerst reaktionsfähig und verbinden sich sofort wieder mit Sauerstoff-Molekülen zu Ozon. Die Ozon-Moleküle sind aber sehr unbeständig und zerfallen. Besonders beim Erwärmen kehrt sich die Bildungsreaktion um, es entstehen wieder Sauerstoff-Moleküle und reaktionsfähige Sauerstoff-Atome. Aus diesem Grund besitzt Ozon auch eine aggressive Reizwirkung, im Besonderen auf die Atmungsorgane. In größeren Mengen ist es für Menschen, Tiere und Pflanzen stark giftig.

Industriell wird Ozon als **Bleichmittel** sowie zur **Desinfektion** von Trinkwasser verwendet.

Ozonschicht – ein Schutzschild gegen UV-C *(ozone layer)*



Abb. 116.1

Die Umwandlung von O_2 in O_3 mittels UV-Strahlen findet vorzugsweise in der Stratosphäre in ca. 25 km Höhe statt. Hier ist die Ozonkonzentration am größten (**„Ozonschicht"**). Die Gesamtmenge an Ozon ist allerdings so gering, dass die Ozonschicht unter normalem Luftdruck nur etwa drei Millimeter dick wäre[2]. Die „harten" und für das Leben auf der Erde gefährlichen Ultraviolett-(UV-C)-Strahlen des Sonnenlichts stoßen mit Ozonmolekülen zusammen. Dabei werden Sauerstoffatome abgespalten. Diese reagieren aber sofort wieder mit anderen Sauerstoffmolekülen, wodurch neues Ozon entsteht. Damit wird grundsätzlich ebenso viel Ozon zerstört, wie neu gebildet wird. Durch diesen Vorgang werden die UV-C-Strahlen fast vollständig in der Ozonschicht zurückgehalten.

Ozonloch *(ozone hole)*

Die als Treibgase, Kühlflüssigkeiten, Aufschäum- und Lösungsmittel in die Atmosphäre abgegebenen **Fluorchlorkohlenwasserstoffe (FCKW)** werden in der Stratosphäre ebenfalls durch die starken UV-Strahlen zersetzt. Dabei entstehen Chloratome, die das Ozongleichgewicht stören. Ein einziges Chloratom kann bis zu 100 000 Ozonmoleküle vernichten. Das Chlor bindet aber gleichzeitig die entstehenden Sauerstoffatome. Es verhindert daher den Aufbau neuer Ozonmoleküle (**„Ozonloch"**). Die UV-Strahlung wird nicht mehr verbraucht und dringt somit vermehrt auf die Erdoberfläche. Dies führt zur Zunahme von Hautkrebs und Augenerkrankungen.

[1] „ozein" (griech.) = „riechen"

[2] Die Dicke der Ozonschicht bei normalem Luftdruck (und normaler Temperatur) wird auch als Einheit für die Ozonmenge verwendet. Eine Dobson-Einheit entspricht dabei einer Dicke von 0,01 mm. Bei 300 Dobson-Einheiten wäre die Ozonschicht somit bei Normalbedingungen 3 mm dick.

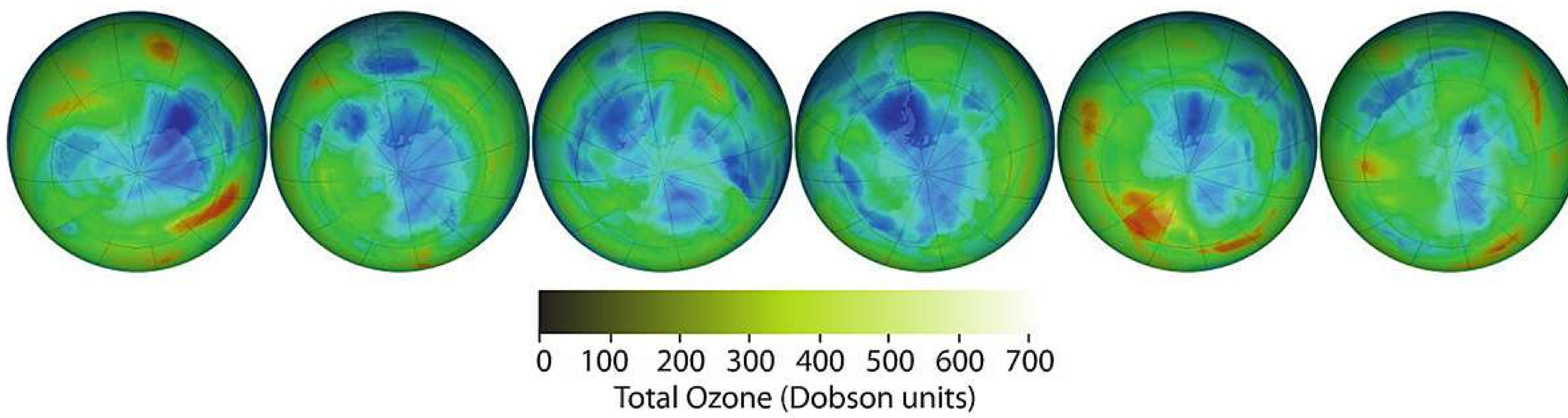


Abb. 117.1 *Die Entwicklung der Ozonschicht über der Südhalbkugel der Erde. Die Abbildungen zeigen von links nach rechts die Dicke der Ozonschicht jeweils am 1. August der Jahre 2002, 2004, 2006, 2008, 2010 und 2012.*

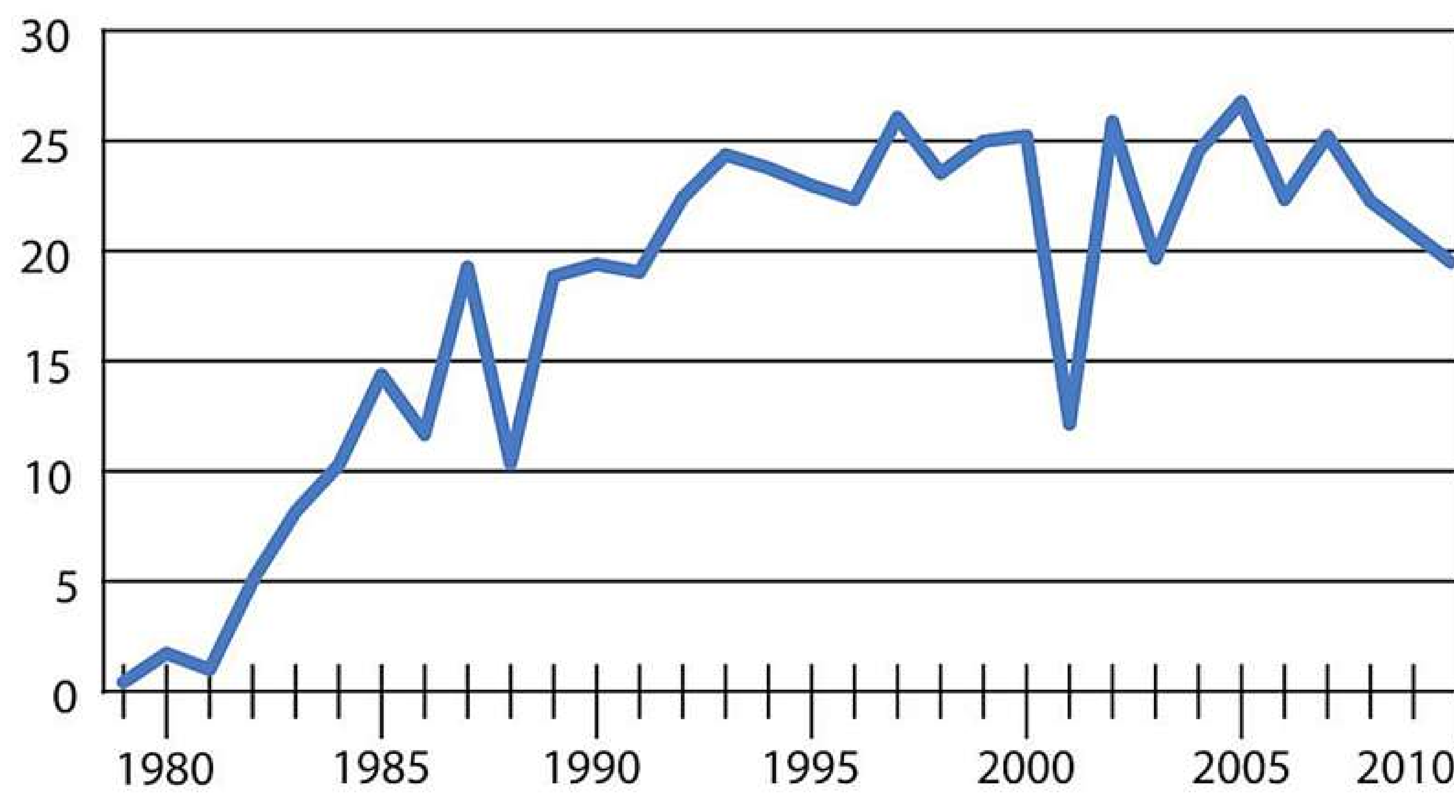


Abb. 117.3 *Die Fläche des Ozonlochs über der Antarktis in Millionen km² von 1979 bis 2010*

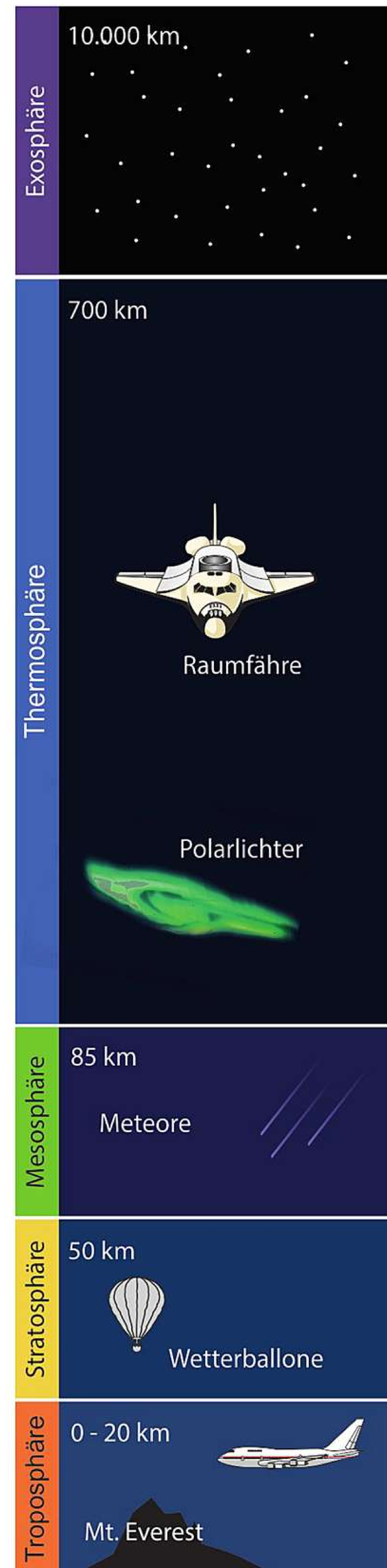


Abb. 117.2 *Schichten der Erdatmosphäre*

Thema & Gesellschaft

FCKW-Produktion und Verwendung sind international durch das „Montrealer Protokoll" reguliert. Es verbietet den Industrieländern seit 1996 die Herstellung vollhalogenierter FCKW – allerdings mit einigen Ausnahmen. Das „Montrealer Protokoll" ließ Entwicklungsländern für den FCKW-Ausstieg 14 Jahre länger Zeit als den Industrienationen. So durften Industriestaaten noch bis 2010 FCKW produzieren, wenn diese ausschließlich für den Export in Entwicklungsländer bestimmt waren, die ihren eigenen Bedarf nicht allein decken konnten. Bei teilhalogenierten FCKW (HFCKW) gilt sogar ein Zeitraum bis 2030 für Industrienationen bzw. 2040 für Entwicklungsländer!

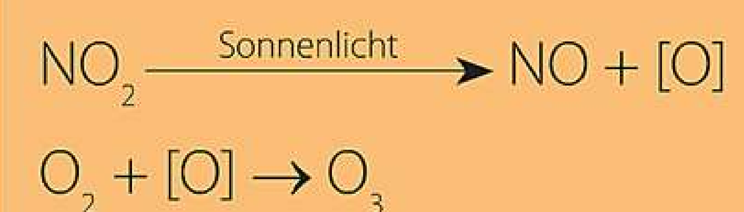
Ozon in bodennahen Schichten aus Abgasen *(ozone from exhaust gases)*

Auf der Erdoberfläche entsteht das Ozon vor allem durch andere Luftschadstoffe, wie **Stickoxide (NO_x)**. **Stickstoffdioxid (NO_2)** wird durch Sonnenlicht in **Stickstoffmonoxid (NO)** und atomaren Sauerstoff gespalten. Dieser verbindet sich wieder mit O_2 zu Ozon.

Merk & Würdig

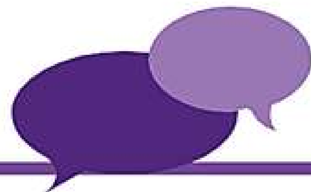
Bodennahes Ozon entsteht durch Spaltung von Stickstoffdioxid:

$NO_2 \xrightarrow{\text{Sonnenlicht}} NO + [O]$



$O_2 + [O] \rightarrow O_3$

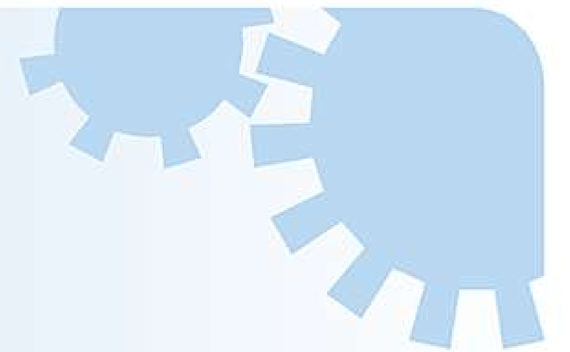
Thema & Gesellschaft



Das österreichische Ozongesetz dient der Abwehr von Ozonbelastungen in Bodennähe. Langfristiges Ziel des Ozongesetzes ist eine Konzentration von bodennahem Ozon von höchstens 120 $\mu g/m^3$ Luft an höchstens einem Tag im Jahr.

Im Gesetz sind zwei Grenzwerte angegeben: die **Informationsschwelle** (180 $\mu g/m^3$) und die **Alarmstufe** (240 $\mu g/m^3$), beide als Mittelwert über einen Zeitraum von einer Stunde. Beim Überschreiten der Informationsschwelle besteht ein gesundheitliches Risiko nur für besonders empfindliche Personen (z. B. Personen mit schweren Erkrankungen der Atemwege oder des Herzens sowie Kinder mit überempfindlichen Bronchien). Beim Überschreiten der Alarmstufe besteht ein gesundheitliches Risiko für die Gesamtbevölkerung.

Übungen



Mit folgenden Übungen kannst du einen Bezug zwischen deinen Erkenntnissen und deinen Alltagserfahrungen herstellen und zeigen, dass du dir aus unterschiedlichen Medien fachspezifische Informationenen beschaffen kannst.

Ü 9.6 Erkläre, warum bei Gewittern Ozon entstehen kann.

Ü 9.7 Eine Fleischerei hat im Verkaufsraum über Nacht UV-Lampen eingeschaltet. Finde heraus, welchen Sinn diese Maßnahme haben soll. Warum werden die Lampen nur bei Nacht betrieben?

Ü 9.8 Durchsuche im Internet die Archive österreichischer Tageszeitungen nach verschiedenen Stichworten wie z. B. Ozon, Ozonschicht, UV-Strahlung, Ozonbelastung u. Ä. und lies die einzelnen Artikel.

Ü 9.9 *Search the Internet and look for ozone concentrations in your hometown or the next big city. Make a diagram of the ozone concentrations of the last year (e. g. concentrations on January 1st, February 1st …) and another one of the ozone concentrations during a hot day in summer. Use the following keywords: eea, europa, maps, ozone.*

10 Stickstoff und Wasserstoff

In diesem Kapitel geht es um

- Stickstoff
- Wasserstoff
- Ammoniak
- Stickstoffoxide, Salpetersäure
- Düngemittel

Stickstoff in Stahlflaschen



Achtung

Abb. 120.1



Abb. 120.2 *Flüssiger Stickstoff*

10.1 Stickstoff – N_2 *(nitrogen)*

Physikalische und chemische Eigenschaften

(physical and chemical properties)

- Stickstoff hat als Element der 15. Gruppe **5 Valenzelektronen**. Die N_2-Moleküle besitzen daher eine **Dreifachbindung**.
- Stickstoff ist bei Normalbedingungen ein **farb-**, **geschmack-** und **geruchloses Gas**.
- Sein Siedepunkt beträgt –196 °C.
- Er ist **nicht brennbar** und erstickt jede Flamme.
- Stickstoff ist relativ **reaktionsträge**.

Verwendung *(uses of nitrogen)*

- Die großtechnisch wichtigste Verwendung von Stickstoff ist die **Herstellung von Ammoniak** – NH_3 und **Salpetersäure** – HNO_3. (Siehe Seite 124)
- Wegen seiner tiefen Temperatur und seiner Reaktionsträgheit wird flüssiger Stickstoff auch zum Konservieren biologischer Präparate, Embryonen, Ei-, und Spermazellen u. Ä. verwendet **(Kryotechnik[1])**.

Thema & Gesellschaft

Vater der Kryonik wurde eingefroren

Ewigkeit. Er starb mit 92 Jahren und ließ sich einfrieren. Der Erfinder suchte sein Leben lang nach der Formel für das ewige Leben.

New York (SN-bm, dpa). Der Wissenschafter Robert Ettinger ist tot. Und er hat sich selbstverständlich einfrieren lassen. Immerhin empfahl er das jahrzehntelang der Menschheit. (…) Gleich nach dem Tod sei mit der Kühlung des Leichnams begonnen worden. Ettinger will wieder aufgetaut werden, wenn eine Formel für ewiges Leben gefunden wurde.

Der Physiker und Sohn russischer Einwanderer war schon als Kind fasziniert von Science-Fiction-Geschichten. Ihn begeisterte die Idee, Menschen nach ihrem Tod einzufrieren und so lang zu konservieren, bis die Wissenschaft ihnen das Leben wiederschenken könne. (…)

Er gründete 1976 in einem Vorort von Detroit das Cryonics Institute. Der erste Mensch, den Ettinger dort in einen Stickstofftank steckte, war seine Mutter. Auch seine zwei Ehefrauen überdauern tiefgekühlt die Zeiten. Sie liegen im Institut neben etwas mehr als hundert weiteren temporär Verblichenen, 64 Haustieren und 160 menschlichen Gewebeproben. Ettinger selbst ist Patient Nummer 106 seines Instituts.

Kryonik ist die Konservierung von Organismen oder einzelnen Organen (meist dem Gehirn) bei Tiefsttemperaturen. Zur Konservierung bedient sich die moderne Kryonik (seit Beginn des 21. Jahrhunderts) der Vitrifizierung, um die Bildung von Eiskristallen zu vermeiden. Eiskristalle führen ansonsten zu einer Vielzahl mikroskopischer Verletzungen, welche nach heutigem Kenntnisstand als irreversibel gelten. Bei der Vitrifizierung hingegen sollen Körperflüssigkeiten zäh werden, ohne zu kristallieren. Zur Lagerung wird der Organismus üblicherweise bei Minus 196 Grad Celsius in flüssigem Stickstoff gekühlt.

Seit Jahrzehnten bedient sich die moderne Medizin der Möglichkeit, Stammzellen, Eizellen, Spermien und sogar Embryonen einzufrieren. Sie lagern in sogenannten Kryobanken und können bei Bedarf aufgetaut werden.

Doch es kann nicht alles in jeder Größe eingefroren werden. Das bisher größte Lebewesen, das erfolgreich eingefroren und wieder aufgetaut wurde, hatte nur 30.000 Zellen. Es war ein Bärtierchen aus der Unterabteilung Bilateria, ein Moosbewohner, achtbeinig und kleiner als einen Millimeter.

Der Mensch hat aber mehr als 100 Billionen Zellen. Sie sind in ihrer Art grundverschieden und bilden verschiedene Gewebe mit jeweils unterschiedlicher Dichte und damit auch unterschiedlicher Reaktion auf Kälte. Noch niemals wurde ein kryokonservierter Mensch erfolgreich zum Leben erweckt. Die Forschung hält dies auch in Zukunft für unwahrscheinlich.

Salzburger Nachrichten, 01.08.2011

[1] „kryos" (griech.) = „Frost, Eis"

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du einen Bezug herstellen zwischen deinen erworbenen Kenntnissen und Alltagserfahrungen.

Ü 10.1 Mit welcher Begründung wird von der Wissenschaft angezweifelt, dass komplizierte Organismen ohne Schäden an ihrer Gewebestruktur eingefroren und später wieder zum Leben erweckt werden können?

Ü 10.2 Nenne einige Bereiche, in denen das Einfrieren von Zellen sinnvoll angewendet wird.

Ü 10.3 Warum friert man Zellen nicht in flüssigem Sauerstoff ein?

10.2 Wasserstoff – H_2 *(hydrogen)*

Wasserstoff in Stahlflaschen



Gefahr

Abb. 121.1

Wasserstoff besitzt nur ein Proton und hat daher unter allen Elementen eine Sonderstellung. Im Periodensystem steht der Wasserstoff in der ersten Gruppe, weil er, wie die Alkalimetalle, nur ein Außenelektron besitzt. Im Gegensatz zu den Alkalimetallen ist er aber ein **Nichtmetall** und hat **völlig andere Eigenschaften**.

Vorkommen *(occurence of hydrogen)*

- Im **Weltall** ist Wasserstoff das am häufigsten vorkommende Element. Viele Sonnen und Planeten (z. B. Jupiter, Saturn) bestehen aus Wasserstoff.
  Die Energie unserer Sonne stammt aus der Verschmelzung von Wasserstoffkernen zu Heliumkernen **(Kernfusion)**.
  Dabei wird nach der Gleichung von Einstein $E = m \cdot c^2$ ständig Masse in Energie umgewandelt. Auf diese Weise verliert die Sonne jede Sekunde $4{,}2 \cdot 10^6$ Tonnen an Masse.
- Auf der **Erdoberfläche** kommt Wasserstoff nur **gebunden** vor (z. B. in Wasser, in Kohlenwasserstoffen).

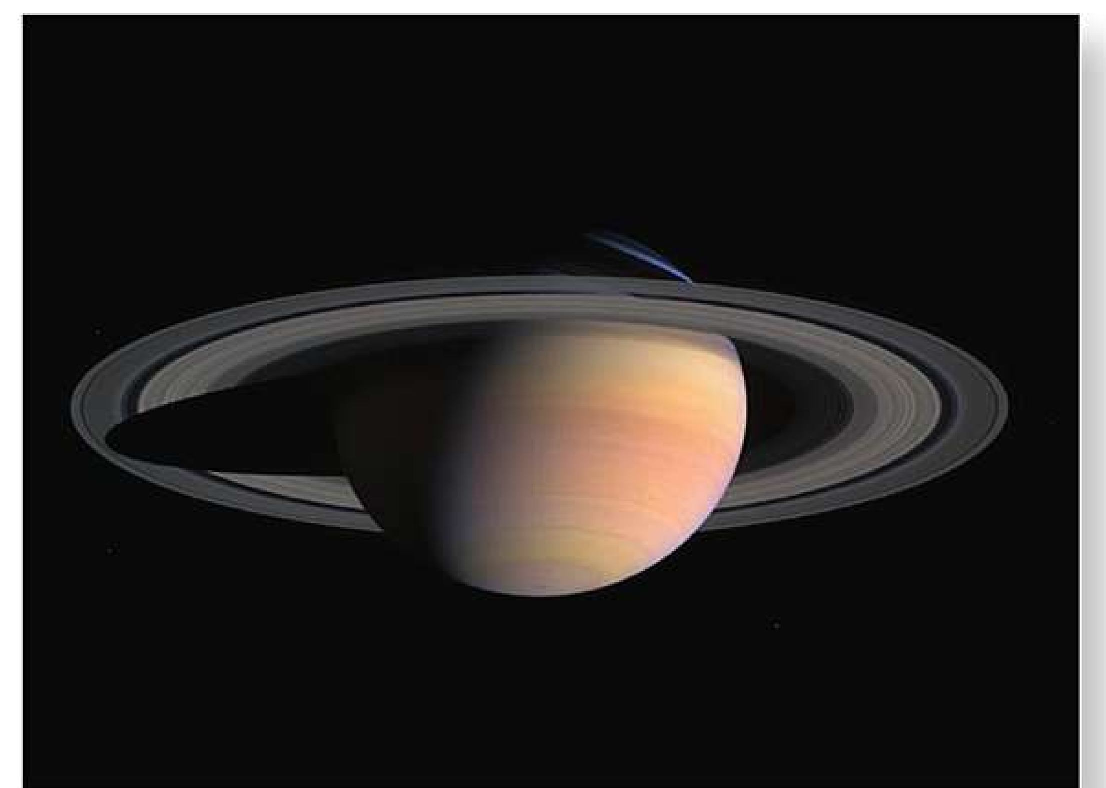
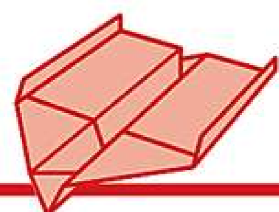


Abb. 121.2 *Saturn*

Gewinnung *(production of hydrogen)*



Experiment

Dieses Experiment kannst du mithilfe deines Lehrers/deiner Lehrerin selber durchführen:

Gib in ein Reagenzglas ca. 5 ml konzentrierte Salzsäure und anschließend ein bis zwei kleine Stückchen Zink (Zinkgranalien).

Beobachte und dokumentiere das Experiment.

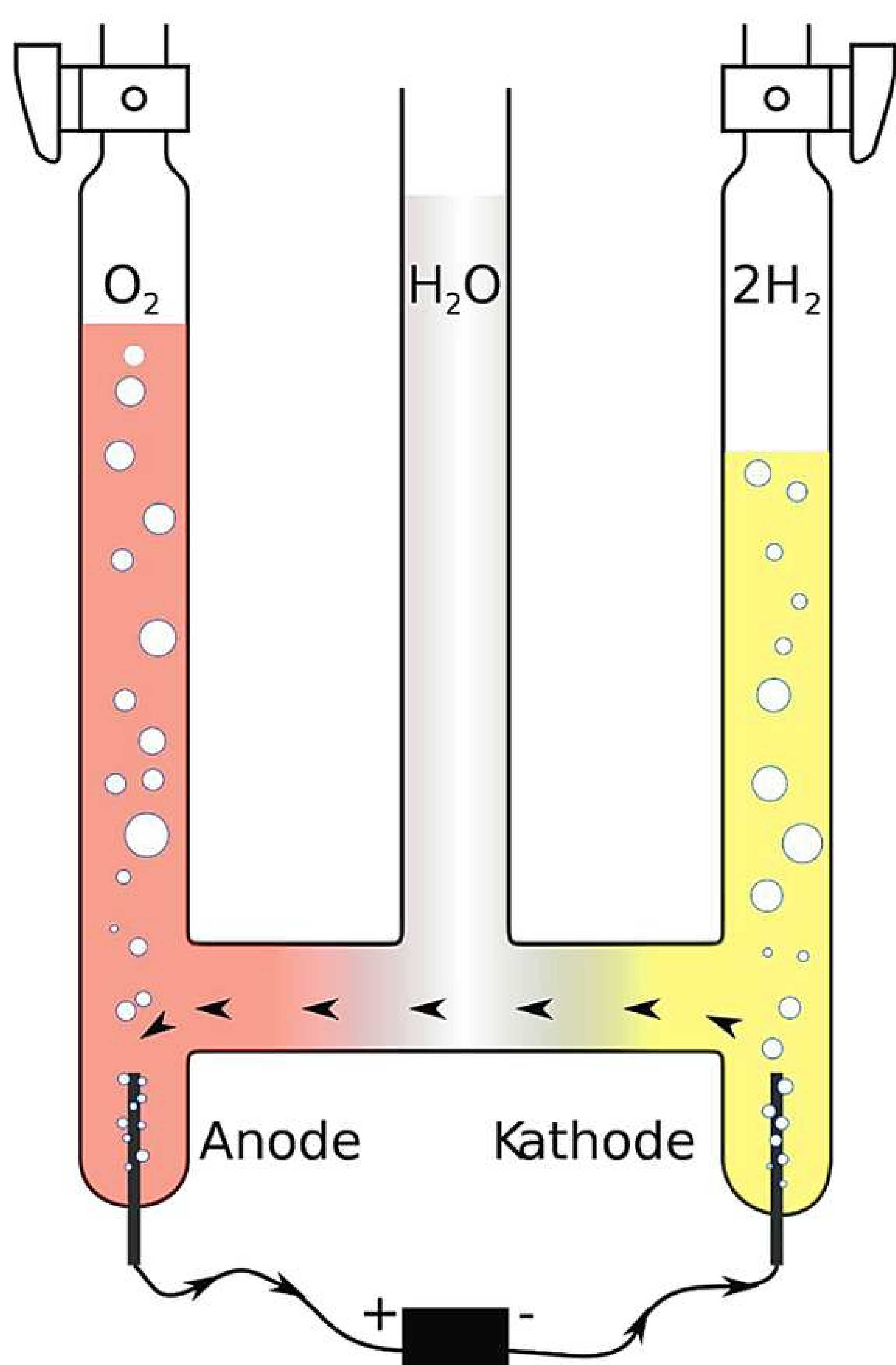


Abb. 122.1 *Voltmeter*

Im Labor gewinnt man Wasserstoff

- aus **Wasser** durch Elektrolyse im Hofmann'schen Zersetzungsapparat. An der Kathode (–Pol) entsteht Wasserstoff, an der Anode (+Pol) Sauerstoff, im Verhältnis $H_2 : O_2 = 2 : 1$



$$2\,H_2O \xrightarrow{\text{el. Strom}} 2\,H_2 + O_2$$

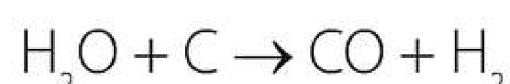
- aus **Salzsäure** durch Reaktion mit unedlen Metallen (z. B. Zink). Unter Aufbrausen bildet sich dabei Wasserstoff:



$$Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

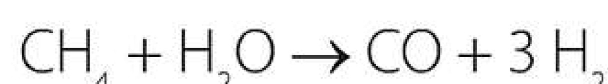
In der Industrie gewinnt man Wasserstoff

- aus **Wasser** durch die Reaktion mit glühendem Koks:



$$H_2O + C \rightarrow CO + H_2$$

- aus **Methan** mit Wasserdampf:



$$CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3\,H_2$$

- durch die Spaltung von **Kohlenwasserstoffen** (z. B. **Methan**) bei 1 600 °C (**Kvæler-Verfahren**)



$$CH_4 \xrightarrow{1\,600\,°C} C + 2\,H_2$$

Thema & Gesellschaft

Wasserstoff neu gewinnen

LAUSANNE (SN, sda). Eine Zufallsentdeckung von Forschern der ETH Lausanne vereinfacht es, Wasserstoff aus Wasser herzustellen. Der Fund könnte helfen, Wasserstoff zu einem wichtigen alternativen Energieträger der Zukunft zu machen.

Eine nachhaltige Art, um Wasserstoff zu gewinnen, ist die Aufspaltung von Wasser mit elektrischem Strom. Um diese langsame Reaktion zu beschleunigen, werde meist Platin als Katalysator benutzt, teilte die ETH Lausanne mit. Doch Platin ist ein teures Material, sein Preis hat sich im letzten Jahrzehnt verdreifacht.

Durch Zufall sind Forscher um Xile Hu vom Labor für Anorganische Synthese und Katalyse der ETH nun bei einem Experiment auf einen effizienten Katalysator gestoßen, der die Wasserstoff-Herstellung vereinfacht. Wie sie im Fachblatt „Chemical Science" schreiben, handelt es sich dabei um ein sogenanntes Molybdänsulfid.

Solche Materialien sind viel häufiger als Platin, was die Gewinnung billiger macht. Zudem funktionieren sie im sauren, neutralen und basischen Wasser. Weshalb das neue Material die Reaktion so stark beschleunigt, wissen die Forscher noch nicht. Sie wollen den Mechanismus nun untersuchen, um die Katalysatoren weiter zu verbessern. Kürzlich haben die Wissenschafter für die neue Methode zudem ein Patent beantragt. In einem nächsten Schritt wollen sie nun einen Prototypen bauen, der Wasserstoff aus Sonnenlicht und Wasser produziert.

Wiss, 18.04.2011

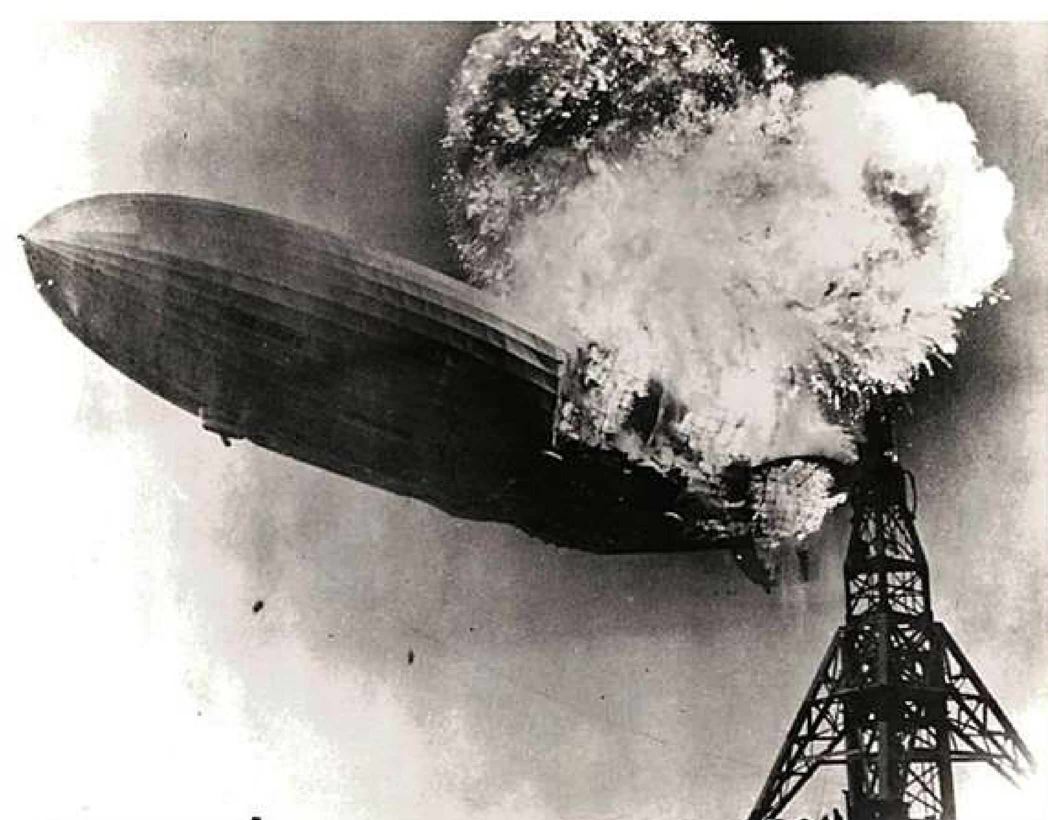


Abb. 122.2 *Der mit Wasserstoff gefüllte Zeppelin „Hindenburg" explodierte 1936 in Lakehurst (USA).*

Physikalische und chemische Eigenschaften
(physical and chemical properties)



Abb. 123.1

- Wasserstoff ist das **leichteste aller Elemente**.
- Wasserstoff hat die **größte Diffusionsgeschwindigkeit** aller Gase (siehe **Kapitel 1.7** Diffusion und Osmose, Seite 16).
- Wasserstoff ist bei Normalbedingungen ein **farb-**, **geschmack-** und **geruchloses Gas**.
- Er ist **brennbar**.
- Ein Gemenge von Wasserstoff und Sauerstoff reagiert beim Entzünden explosiv (**Knallgas** – siehe Experiment Seite 57).

Verwendung *(uses of hydrogen)*



Abb. 123.2

- Wasserstoff ist ein **wichtiger Rohstoff**, z. B. für die Herstellung von Ammoniak, Salzsäure und Methanol.
- Er dient zur **Fetthärtung**. Durch die Anlagerung von Wasserstoff an die Moleküle von Speiseölen entstehen feste Fette, die allerdings für die Ernährung weniger gut geeignet sind.
- Wasserstoff gewinnt zunehmend an Bedeutung als **Energieträger**.

Ergänzung & Ausblick



Ein Gemisch von Wasserstoff und Sauerstoff reagiert nur, wenn Aktivierungsenergie zugeführt wird (z. B. durch einen Funken), dann allerdings explosionsartig. Ohne Aktivierungsenergie, aber mithilfe eines Katalysators (z. B. Platin) läuft die Reaktion ruhig ab. Die dabei frei werdende Energie lässt sich für verschiedene Zwecke nützen (z. B. Antrieb von Motoren – „Wasserstoffauto").

Eine **Brennstoffzelle** (*hydrogen fuel cell*) besteht aus zwei Elektroden, die durch eine Membran getrennt sind. An beiden Elektroden befindet sich eine dünne Katalysatorschicht aus Platin. Die Membran ist nur für Protonen durchlässig (**PEM**, **p**roton **e**xchange **m**embrane). An der Anode wird gasförmiger Wasserstoff am Katalysator in Protonen und Elektronen gespalten. An der Kathodenseite wird am Katalysator Sauerstoff gespalten.

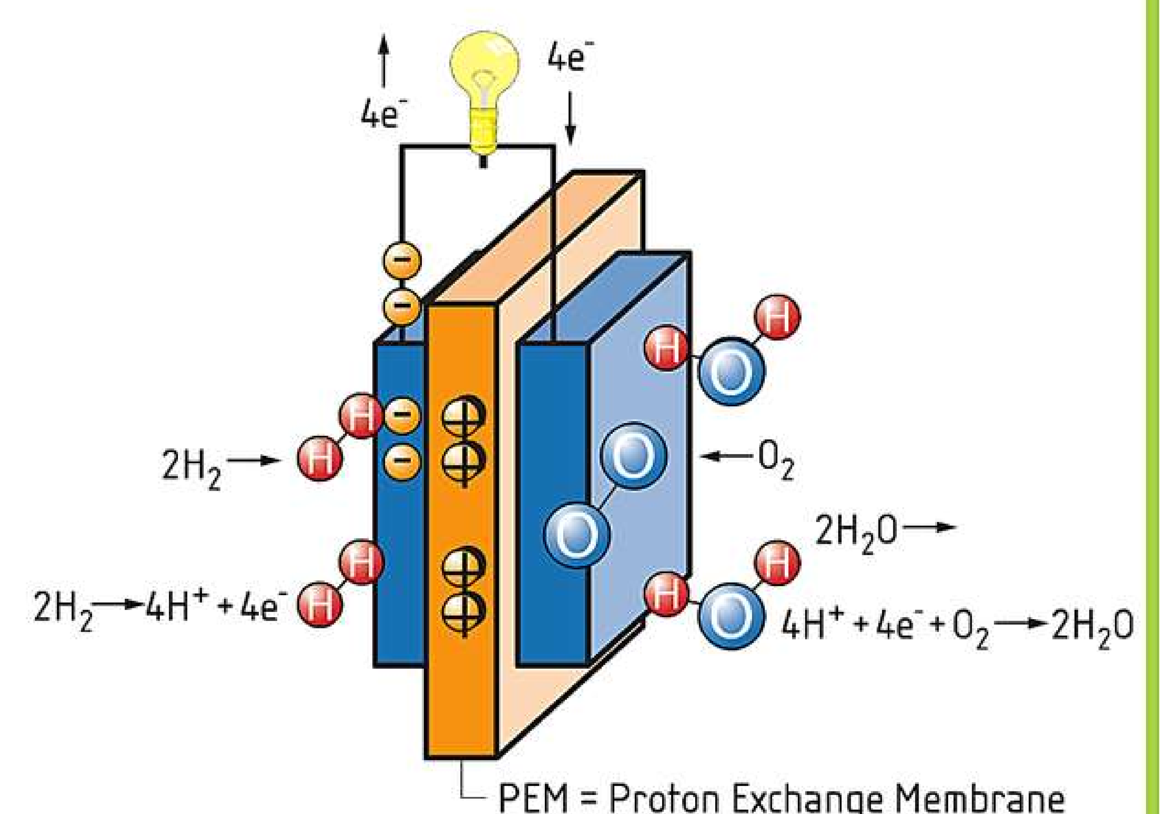
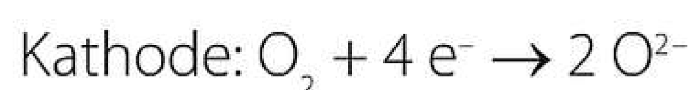
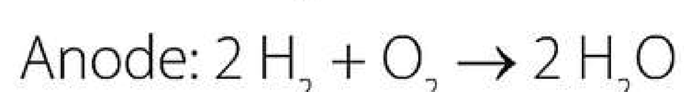


Abb. 123.3

Die Protonen wandern durch die Membran zur Kathode und verbinden sich mit den Sauerstoff-Ionen zu Wasser. Die Elektronen fließen durch den äußeren Stromkreis zur Kathode.


Anode: $2\ H_2 \rightarrow 4\ H^+ + 4\ e^-$


Kathode: $O_2 + 4\ e^- \rightarrow 2\ O^{2-}$


Anode: $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$

Wasserstoff und Sauerstoff werden in einer Brennstoffzelle „kalt" zu Wasser verbrannt. Die dabei frei werdende Energie wird als elektrische Arbeit umgewandelt. Die Reaktion entspricht der Umkehrung der Elektrolyse von Wasser.

Übungen



Mit folgenden Übungen zeigst du, dass du die Bedeutung von Wasserstoff für Wirtschaft, Technik, Gesellschaft und Umwelt verstehst.

Ü 10.4 Das Kvæler-Verfahren zur Gewinnung von Wasserstoff arbeitet bei einer Temperatur von 1 600°C. Warum explodiert der Wasserstoff dabei nicht?

Ü 10.5 Warum werden bei Jahrmärkten Luftballons für Kinder mit Helium befüllt, obwohl Wasserstoff deutlich billiger wäre?

Ü 10.6 Um Wasserstoff im Labor herzustellen, lässt man Salzsäure mit unedlen Metallen reagieren. Welche der folgenden Metalle könnte man anstelle von Zink verwenden? Kupfer, Silber, Magnesium, Eisen

Ü 10.7 Informiere dich im Internet über weitere Gewinnungsmöglichkeiten für Wasserstoff, die Geschichte der Brennstoffzelle und Bauarten von Brennstoffzellen. Beantworte folgende Fragen:

a) Wie kann man Wasserstoff speichern?

b) Wann und von wem wurde die Brennstoffzelle erfunden?

c) Was ist **AFC**? Wofür wird diese Brennstoffzelle verwendet?

Verwende dazu folgende Suchbegriffe: Brennstoffzelle, Energiequelle

10.3 Ammoniak – NH_3 *(ammonia)*



Abb. 124.1 *CARL BOSCH*[1)]

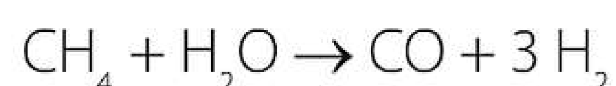


Abb. 124.2 *FRITZ HABER*[2)]

Gewinnung von Ammoniak *(production of ammonia)*

Die Herstellung von Ammoniak erfolgt im **Haber-Bosch-Verfahren** aus den Rohstoffen Erdgas – CH_4, Wasser und Luft:

1. **Reaktion von Methan mit Wasser**

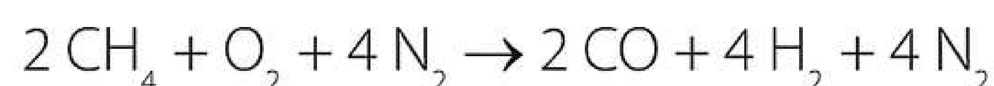


$CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3\,H_2$

Das bei der Reaktion von Methan mit Wasser entstandene Gasgemisch Kohlenmonoxid und Wasserstoff (**„Synthesegas"**) enthält immer noch größere Mengen an nicht umgesetztem Methan. Deshalb erfolgt in einer zweiten Stufe eine Nachverbrennung.

2. **Nachverbrennung mit Luft**

Um dem Synthesegas gleichzeitig den notwendigen Stickstoff beizumengen, erfolgt eine Nachverbrennung mit Luft:



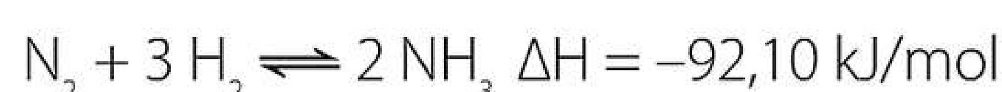
$2\,CH_4 + O_2 + 4\,N_2 \rightarrow 2\,CO + 4\,H_2 + 4\,N_2$

3. **Entfernung von Kohlenstoffmonoxid**

Das Kohlenstoffmonoxid wird anschließend noch katalytisch zu Kohlenstoffdioxid oxidiert und ausgewaschen. Übrig bleibt somit eine Mischung von Wasserstoff und Stickstoff.

4. **Reaktion von Stickstoff mit Wasserstoff**

Stickstoff und Wasserstoff werden in Druckreaktoren bei einer Temperatur von 500 °C und einem Druck von etwa 200 bar mithilfe eines Eisenoxid-Katalysators zur Reaktion gebracht. Dabei beträgt die Ausbeute an NH_3 ca. 20 %.



$N_2 + 3\,H_2 \rightleftharpoons 2\,NH_3 \quad \Delta H = -92{,}10\ kJ/mol$

Das aus den Reaktoren austretende Gasgemisch (Wasserstoff, Stickstoff und Ammoniak) wird abgekühlt. Dabei erhält man flüssigen Ammoniak. Das restliche Gasgemisch wird im Kreislauf wieder in den Reaktor zurückgeleitet, wodurch insgesamt eine fast 99 %ige Umsetzung von Stickstoff und Wasserstoff zu Ammoniak erreicht wird.

[1)] CARL ALEXANDER BOSCH (1874 – 1940), deutscher Chemiker. Sein Verdienst ist die großtechnische Ausgestaltung der von F. Haber entwickelten Ammoniaksynthese. 1931 erhielt er den Nobelpreis für Chemie.

[2)] FRITZ HABER (1868 – 1934), Professor für Chemie in Karlsruhe. Für seine Entwicklung der Ammoniaksynthese erhielt er 1918 den Nobelpreis für Chemie.

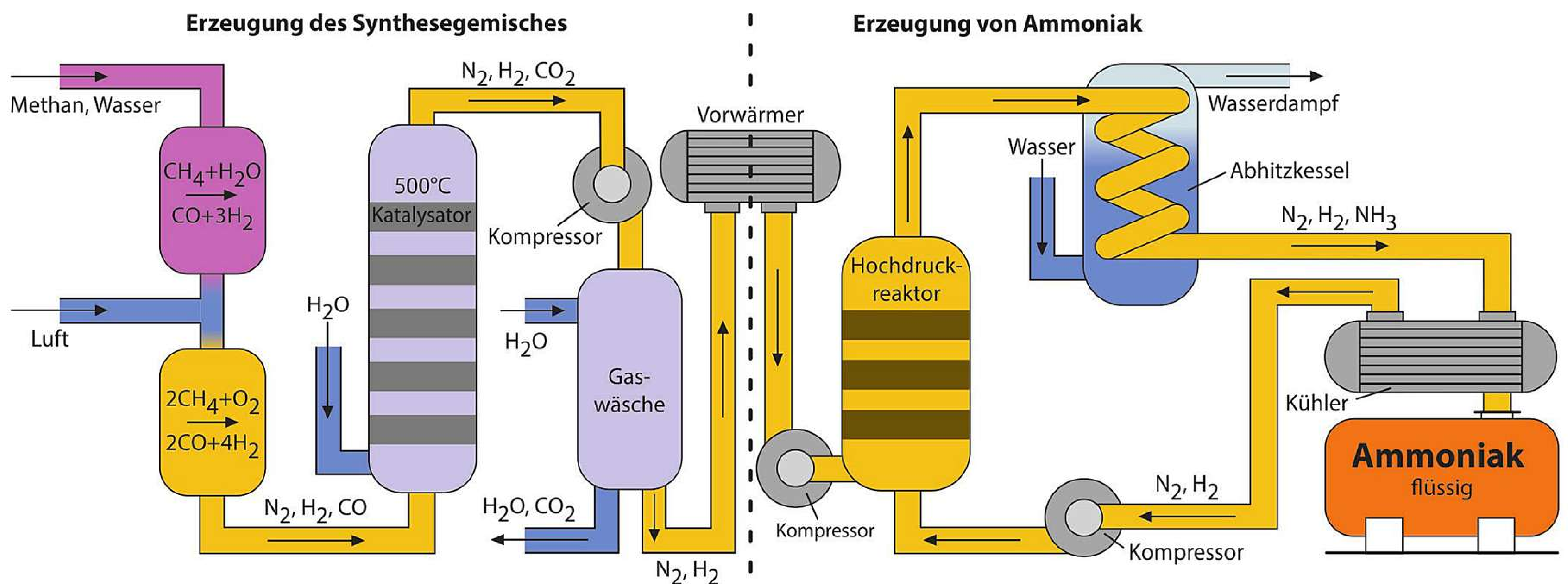


Abb. 125.1

Thema & Gesellschaft

Zu Beginn des Ersten Weltkrieges (1914 – 1918) wurden Sprengstoffe und Kriegsmunition aus Salpeter hergestellt, der aus Chile importiert wurde („Chilesalpeter" – $NaNO_3$). Durch die englische Seeblockade war Deutschland von den Importen abgeschnitten. Der Munitionsmangel wurde so groß, dass man den Krieg spätestens 1915 aufgeben hätte müssen.

Durch die Ammoniaksynthese von Fritz Haber und dem Verfahren zur Gewinnung von Salpetersäure aus Ammoniak konnten Nitrate künstlich hergestellt werden (siehe unten). Damit standen zwei Chemikalien für die Gewinnung von Düngemitteln und vor allem von Sprengstoffen zur Verfügung. Die großtechnische Synthese von Ammoniak war daher für die Fortführung des Ersten Weltkrieges von großer Bedeutung.

Haber wollte den Krieg möchlichst rasch zugunsten Deutschlands beenden. Daher empfahl er den ersten Gasangriff der Militärgeschichte mit ca. 150 Tonnen Chlorgas in der Schlacht bei Ypern (siehe auch Thema & Gesellschaft, Seite 98) und entwickelte später noch weitere Chemiewaffen. Fritz Haber wurde auf die Liste der Kriegsverbrecher gesetzt und flüchtete in die Schweiz. Trotzdem erhielt er 1918 den Nobelpreis für die Ammoniak-Synthese.

Physikalische und chemische Eigenschaften

(physical and chemical properties)

- Ammoniak ist ein **farbloses Gas** mit einem **stechenden Geruch**.
- Er **reizt die Atemwege**.
- Ammoniak ist **sehr leicht löslich in Wasser**. Die wässrige Lösung reagiert **basisch** (siehe auch Seite 100) und ist **ätzend**.
- Ammoniak bildet mit Säuren **Ammoniumsalze**, z. B. Bildung von Ammoniumnitrat aus Ammoniak und Salzsäure zur Herstellung von Düngemitteln.
  $NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$



Abb. 125.2

Thema & Gesellschaft

WIEN-LANDSTRASSE

Großeinsatz nach Chemieunfall in Kühlhaus

Wien – In einer Großkühlanlage eines Kühlhauses in der Baumgasse 80 neben dem Veranstaltungsgelände Arena sind am Dienstagnachmittag offenbar erhebliche Mengen Ammoniak ausgetreten, teilte die Feuerwehr mit. Ursprünglich war von Ammonium die Rede gewesen. Gegen 21:00 Uhr konnte die Feuerwehr Entwarnung geben, unmittelbare Gefahr bestand keine mehr. Anrainer wurden aufgefordert, ihre Fenster auch in der Nacht geschlossen zu halten und in den Wohnungen zu bleiben.

Insgesamt 80 Feuerwehrleute und Chemiker standen im Einsatz. Der Grund für den Austritt war noch Gegenstand der Erhebungen. Mehr als 39 Personen wurden nach Angaben der Wiener Rettung leicht verletzt, 29 mussten zur Überwachung die Nacht in Spitälern verbringen. Die Zahl könnte noch steigen. Anrainer hatten über Augenschmerzen und Atemprobleme geklagt, sagte ein Sprecher der Feuerwehr. (…)

Wissen: Ammoniak NH_3

Bei Ammoniak handelt es sich um ein farbloses Gas mit einem stechenden Geruch. Wenn Menschen NH_3 einatmen, kommt es zu Reizungen der Atemwege, in höherer Konzentration kann es zu Verätzungen, Erstickungsanfällen und Lungenödemen kommen. In der Natur entsteht das Gas laut ammoniak.org nur in kleineren Mengen durch Zerfallsprozesse in Laub oder Tierkot. Ammoniak ist allerdings eine der meistproduzierten Chemikalien der Welt.

Der große Vorteil von Ammoniak liege darin, dass man es als fckw-freies Kühlmittel einsetzen kann. Es wird etwa in Kühltheken großer Supermarktketten und Eislaufplätzen verwendet. (…)

Beim Umgang mit der Chemikalie sind die Benutzung von Atemschutz und Schutzbrille äußerst wichtig. (…) (APA)

Der Standard, 22. Februar 2012

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du Eigenschaften, Herstellungsverfahren und Bedeutung von Ammoniak beschreiben. Du kannst auch fachspezifische Informationen aus dem Internet beschaffen.

Ü 10. 8 Warum wird der für die Gewinnung von Ammoniak notwendige Wasserstoff nicht durch Elektrolyse von Wasser gewonnen?

Ü 10.9 Was versteht man unter einer exothermen Reaktion? Wie kann man das Gleichgewicht einer exothermen Reaktion beeinflussen?

Ü 10.10 Erkläre, warum man für die Synthese von Ammoniak eine Temperatur von 500 °C und einen Druck von 200 bar wählt (siehe auch Seite 61).

Ü 10.11 Gehe auf die Homepage der Firma Merck und suche das für Österreich geltende Sicherheitsdatenblatt (SDB) einer 10 %igen Ammoniaklösung. Wozu dient ein Sicherheitsdatenblatt? Welche Sicherheitshinweise finden sich darin? Welche Gefahrenpiktogramme sind zu verwenden?

Ü 10.12 Formuliere die Reaktionsgleichungen für die Bildung von Ammoniumchlorid – NH_4Cl sowie der als Düngemittel (siehe Seite 128) verwendeten Ammoniumsalze Ammoniumsulfat – $(NH_4)_2SO_4$ und Ammoniumphosphat – $(NH_4)_3PO_4$. Gehe dazu aus von Ammoniak und den jeweiligen Säuren HCl, H_2SO_4 und H_3PO_4.

Stickstoffmonoxid, Stickstoffdioxid



Gefahr

Abb. 126.1

10.4 Stickstoffoxide, Salpetersäure *(nitrogen oxides, nitric acid)*

Vom Stickstoff kennt man verschiedene Oxide mit unterschiedlichen Verhältnissen von Stickstoff zu Sauerstoff. Deshalb bezeichnet man sie allgemein als $\mathbf{NO_x}$.

Die wichtigsten sind das **Stickstoffmonoxid – NO** und das **Stickstoffdioxid – $\mathbf{NO_2}$**.

Stickstoffmonoxid – NO *(nitric oxide)*

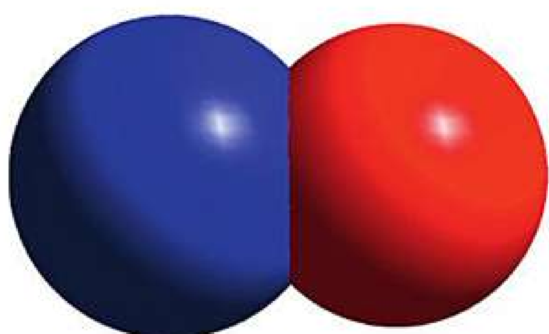
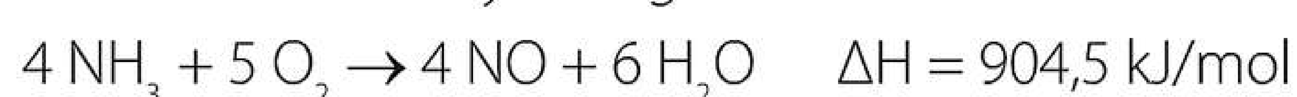


Abb. 126.2 *Stickstoffmonoxid*

- Stickstoffmonoxid entsteht im **Ostwald-Verfahren** durch die **Verbrennung von Ammoniak**. Dabei wird ein Ammoniak-Luft-Gemisch rasch durch ein engmaschiges Platinnetz als Katalysator geleitet:



$4\,NH_3 + 5\,O_2 \rightarrow 4\,NO + 6\,H_2O \qquad \Delta H = 904{,}5\ kJ/mol$

Die bei dieser Reaktion entstehende hohe Wärmemenge bewirkt allerdings wieder

einen Zerfall von Stickstoffmonoxid in die Elemente Stickstoff und Sauerstoff. Daher darf die Kontaktzeit am heißen Platinnetz nur sehr kurz sein.

- Stickstoffmonoxid ist ein **farbloses**, **giftiges Gas**.
- Mit Sauerstoff reagiert es sofort zu braunem Stickstoffdioxid:
  $2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$

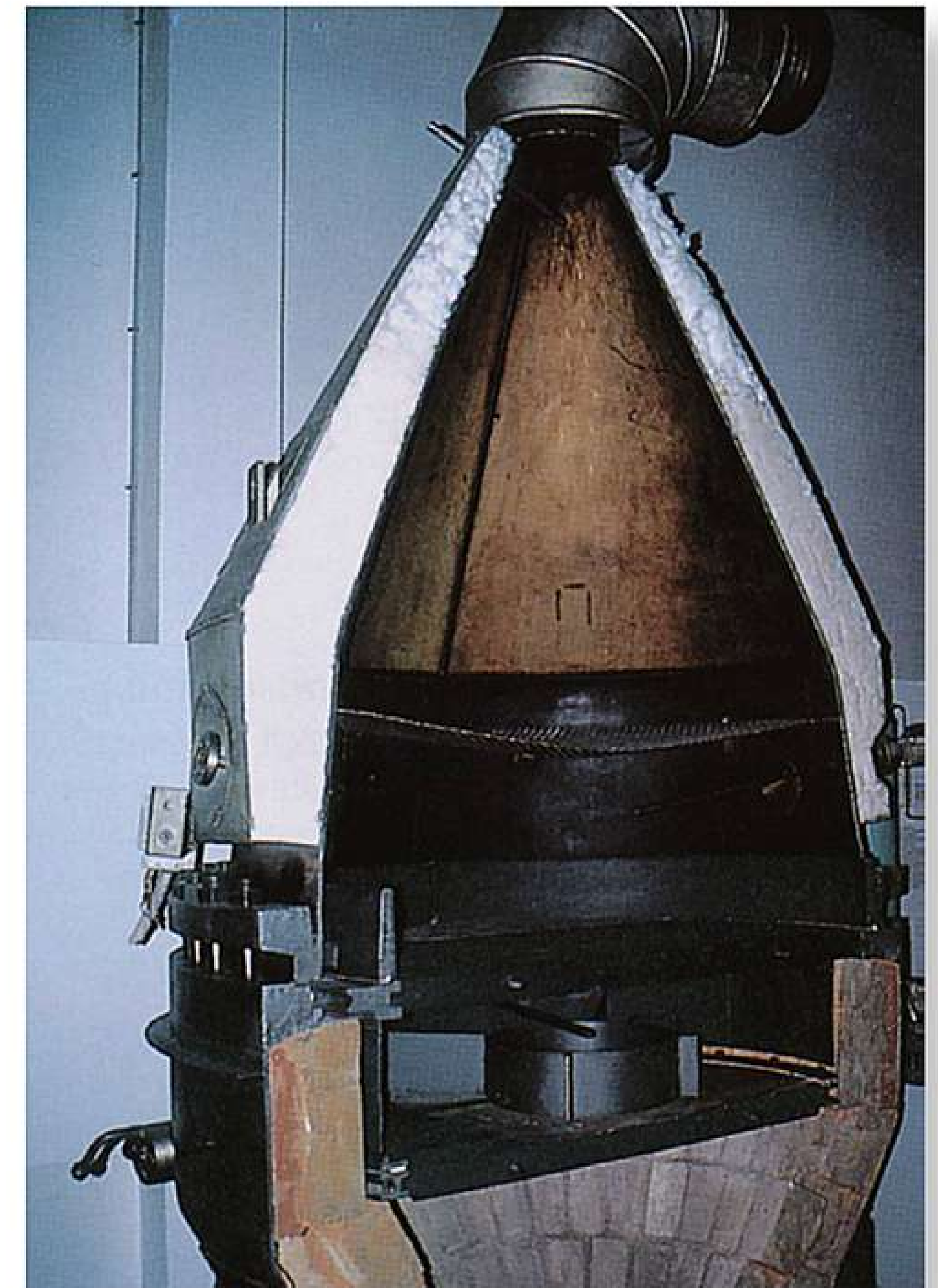


Abb. 127.1 *Querschnitt durch einen Ammoniak-Verbrennungsofen.*

Stickstoffdioxid – NO_2 *(nitrogen dioxide)*

- Stickstoffdioxid entsteht durch die Reaktion von **Stickstoffmonoxid mit Sauerstoff** (s. o.).
- Im Labor kann man es aus Salpetersäure, z. B. durch die Reaktion mit Kupfer gewinnen (siehe **Abb. 127.4**).
  $Cu + 4\,HNO_3 \rightarrow 2\,NO_2 + Cu(NO_3)_2 + 2\,H_2O$
- Stickstoffdioxid ist ein **braunes**, **giftiges Gas**.
- Mit Wasser und weiterem Sauerstoff reagiert es zu Salpetersäure:
  $4\,NO_2 + 2\,H_2O + O_2 \rightarrow 4\,HNO_3$

Salpetersäure – HNO_3 *(nitric acid)*

- Salpetersäure wird aus NO_2 hergestellt (s. o.).
- Sie ist eine **farblose Flüssigkeit**, die durch Licht zersetzt wird. Dabei entsteht wieder NO_2.
- Ihre Salze sind die **Nitrate**, z. B. $NaNO_3$, $Cu(NO_3)_2$
- Salpetersäure wirkt **stark oxidierend**. Sie kann daher auch Metalle wie Kupfer oder **Silber auflösen**.
- Eine Mischung von Salpetersäure und Salzsäure im Verhältnis 1 : 3 nennt man **Königswasser**. Dieses löst auch Gold und Platin (siehe **Abb. 127.5**).
- Salpetersäure wird großtechnisch zur Herstellung von **Düngemitteln** und **Sprengstoffen** verwendet.

Salpetersäure 65%




Gefahr

Abb. 127.2

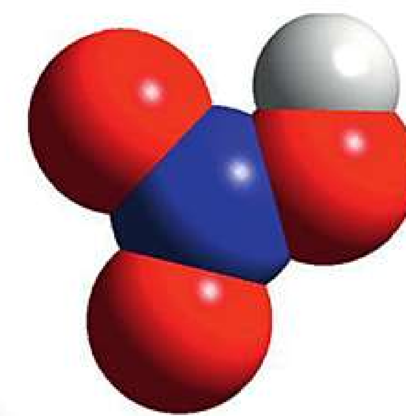


Abb. 127.3 *Salpetersäure*




Abb. 127.4 *Salpetersäure reagiert mit Kupfer zu Kupfernitrat (blau) und NO_2.*



Abb. 127.5 *Draht aus reinstem Platin löst sich in heißem Königswasser.*

Übungen

Mit folgenden Übungen zeigst du, dass du die Bedeutung von Stickoxiden und Salpetersäure für Wirtschaft, Technik, Gesellschaft und Umwelt kennst.

Ü 10.13 Stickoxide stellen eine großes Problem für die Umwelt dar. Beantworte folgende Fragen mithilfe des Internets: Wie groß war der Ausstoß im vergangenen Jahr? Was sind die Hauptverursacher und was bewirken Stickoxide? Verwende die Suchbegriffe Bundesamt, Stickoxide

Ü 10.14 Der Weg von Luft, Methan und Wasser zur Salpetersäure: Welche Verfahren werden verwendet, was sind die Zwischenprodukte? Gib für jeden Verfahrensschritt die entsprechende Reaktionsgleichung an.

Ü 10.15 Warum wird Salpetersäure, die in durchsichtigen Glasflaschen aufbewahrt wird, mit der Zeit gelb?

Ü 10.16 Benenne bzw. gib die Formeln an: $Cu(NO_3)_2$, NH_4NO_3, Calciumnitrat, Blei(II)-nitrat, Eisen(III)-nitrat



Abb. 128.1 *Ausbringen von natürlichem Dünger*

10.5 Düngemittel *(fertilizer)*

Pflanzen brauchen für ihr Wachstum neben Wasser, Licht und Kohlenstoffdioxid noch verschiedene Nährstoffe, besonders die Hauptnährstoffe **Stickstoff (N)**, **Phosphor (P)** und **Kalium (K)**.

Sie entnehmen dem Boden Stickstoff in Form von **Ammonium-Ionen** (NH_4^+) oder **Nitrat-Ionen** (NO_3^-). Dadurch verarmt der Boden mit der Zeit an Nährstoffen, die ihm wieder zugeführt werden müssen. Dies geschieht durch Düngung.

- **Natürlicher Dünger** ist tierischer Abfall, der reich an Stickstoff ist.
- **Künstliche Düngemittel (Mineraldünger)** sind Salze der Salpetersäure, Schwefelsäure und Phosphorsäure mit Ammoniak, welche die notwendigen Nährstoffe enthalten.



Abb. 128.2

Beispiele für …

Salze in Kunstdüngern

Ammoniumnitrat	NH_4NO_3
Ammoniumsulfat	$(NH_4)_2SO_4$
Ammonsulfatsalpeter	$2\ NH_4NO_3 \cdot (NH_4)_2SO_4$
Kaliumsulfat	K_2SO_4
Ammoniumphosphat	$(NH_4)_3PO_4$



Abb. 128.3 *Gelagerter Ammonsulfatsalpeter*

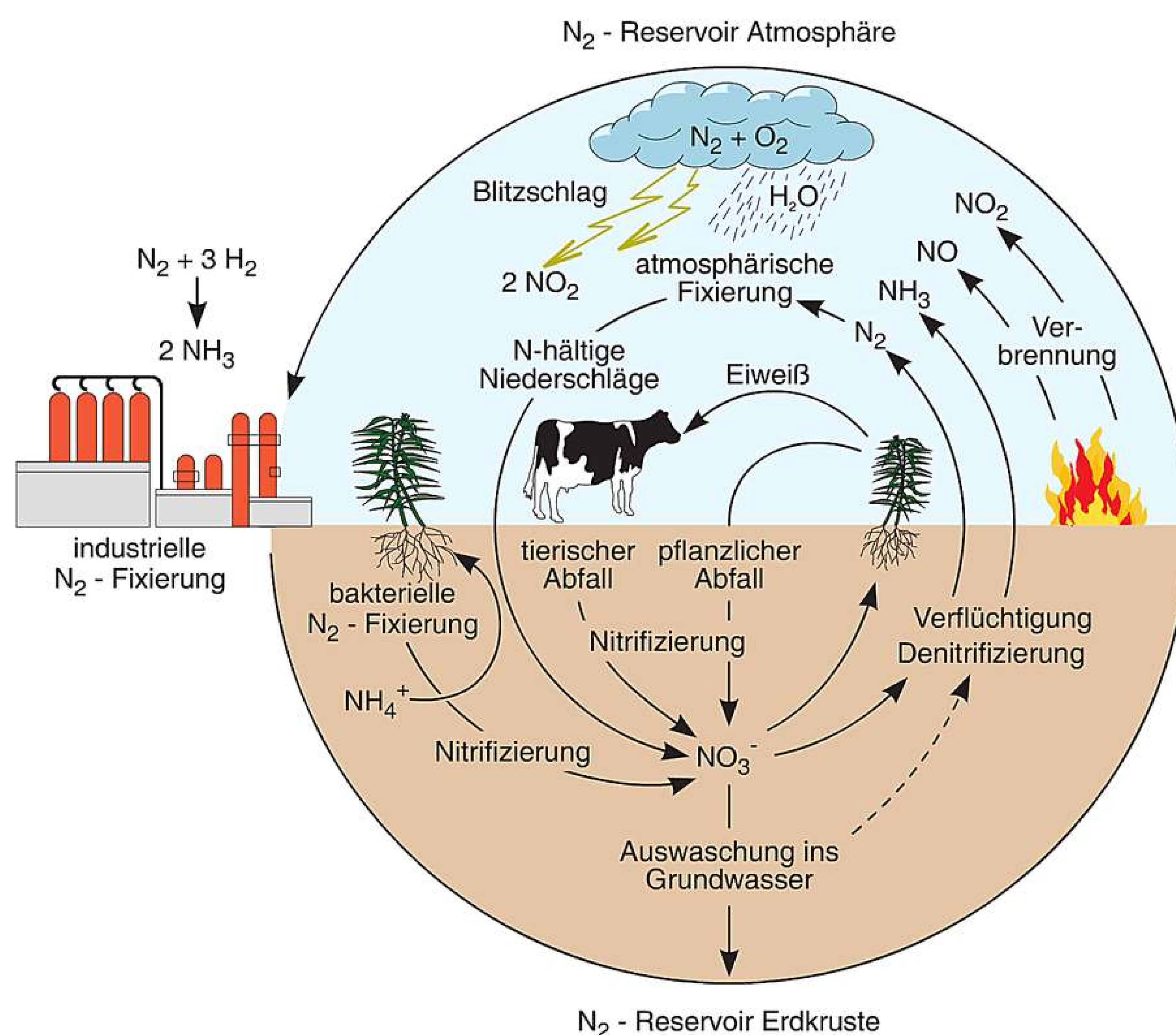


Abb. 128.4 *Stickstoffkreislauf*



Ergänzung & Ausblick

Pflanzen brauchen während des Wachstums Nährstoffe zu verschiedenen Zeiten in unterschiedlichen Mengen. Eine einmalige Verabreichung von Ammoniumnitrat zu Beginn des Wachstums wäre eine unnötige Verschwendung und gleichzeitig eine Gefahrenquelle für das Grundwasser. Besser ist es, die Düngemittel mit „Langzeitwirkung“ anzubieten. Dazu werden die leicht wasserlöslichen Stickstoffverbindungen entweder in weniger lösliche Stickstoffverbindungen umgewandelt oder in Form kleiner Kügelchen („Pellets“) mit Kunstharzen umhüllt. Dies führt zu einer verzögerten Löslichkeit in Wasser. Zu solchen „Depotformen“ des Stickstoffdüngers zählt der **Harnstoff** (*urea*). Er wird hergestellt durch die Reaktion von Ammoniak mit Kohlendioxid, das als Nebenprodukt bei der Synthesegasherstellung anfällt.



$$CO_2 + 2\ NH_3 \rightarrow CO(NH_2)_2 + H_2O$$

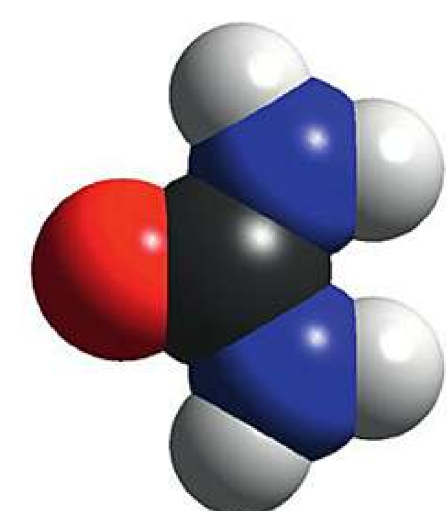


Abb. 128.5 *Harnstoff*

Thema & Gesellschaft

Bei übermäßiger Düngung können die Nährstoffe in das Grundwasser gelangen und über Bäche und Flüsse in Seen transportiert werden. Dort führen sie, besonders in warmen Jahreszeiten, zu einem vermehrten Wachstum von verschiedenen Arten von Algen. Diese verbrauchen den im Wasser gelösten Sauerstoff, weshalb andere Lebewesen, wie z. B. Fische, sterben. Manche dieser Algen sind auch für den Menschen gefährlich. Sie können Hautreizungen, beim Verschlucken z. B. Übelkeit, Erbrechen oder Atemnot verursachen.



Abb. 129.1 *Vermehrtes Algenwachstum*

Übungen

Mit folgenden Übungen zeigst du, dass du wichtige Rohstoffe für die Landwirtschaft und ihre Wirkungen auf die Umwelt kennst.

Ü 10.17 Welcher Mineraldünger (Ammoniumnitrat, Ammoniumsulfat, Ammoniumphosphat) besitzt den höchsten Stickstoffanteil? Gehe jeweils von 1 Kilogramm aus.

Ü 10.18 Beantworte folgende Fragen anhand des Stickstoffkreislaufs: Durch welche Reaktionen entsteht in der Natur Stickstoffdioxid? Was versteht man unter „Nitrifizierung" und „Denitrifizierung"?

Ü 10.19 Beschaffe dir die Informationen zur Beantwortung der Fragen aus dem Internet: Was versteht man unter „N-", „NP-" und „NPK-Düngern"? Welche Zusammensetzung hat der Mineraldünger „Complex 24/14"? Welche Spurenelemente werden den Düngemitteln beigemengt? Verwende folgende Suchwörter: linz, agro, trade

11 Schwefel

In diesem Kapitel geht es um

- Schwefel und Schwefeldioxid
- Schwefelsäure

11.1 Schwefel und Schwefeldioxid *(sulphur and sulphur dioxide)*



Abb. 131.1 *Schwefelablagerungen bei vulkanischer Tätigkeit*

11.1.1 Schwefel

Vorkommen *(occurrence of sulphur)*

- **Elementar** kommt Schwefel (*sulphur*) hauptsächlich in **unterirdischen Lagerstätten** und bei **vulkanischer Tätigkeit** vor.
- Die wichtigsten **Verbindungen** des Schwefels sind **Sulfide** (z. B. Kupferkies – $CuFeS_2$, Eisenkies (Pyrit), – FeS_2, Zinkblende – ZnS) und **Sulfate** (Salze der Schwefelsäure, z. B. Calciumsulfat (Gips) – $CaSO_4 \cdot 2H_2O$).
- Schwefelverbindungen sind auch in Kohle, Erdgas und Erdöl enthalten.

Gewinnung *(extraction of sulphur)*

- Aus **elementaren Lagerstätten** gewinnt man den Schwefel durch das **Frasch**[1]**-Verfahren**.
  Dabei wird der Schwefel unterirdisch mit heißem Wasserdampf geschmolzen und anschließend mit Druckluft zur Erdoberfläche gepresst (siehe **Abb. 131.2**). Dieses Verfahren hat heute kaum mehr praktische Bedeutung.
- Der meiste Schwefel wird heute als **Nebenprodukt** bei der **Reinigung** von **Erdgas**, **Erdöl** bzw. **Erdölprodukten** gewonnen. Erdgas enthält durchschnittlich etwa 30 % Schwefel in Form von Schwefelwasserstoff – H_2S.
  Der Schwefelwasserstoff wird abgetrennt und anschließend mit Sauerstoff und einem Katalysator in mehreren Schritten in Schwefel und Wasser umgewandelt **(Claus**[2]**-Verfahren)**:
  $2\,H_2S + O_2 \rightarrow 2\,S + 2\,H_2O$

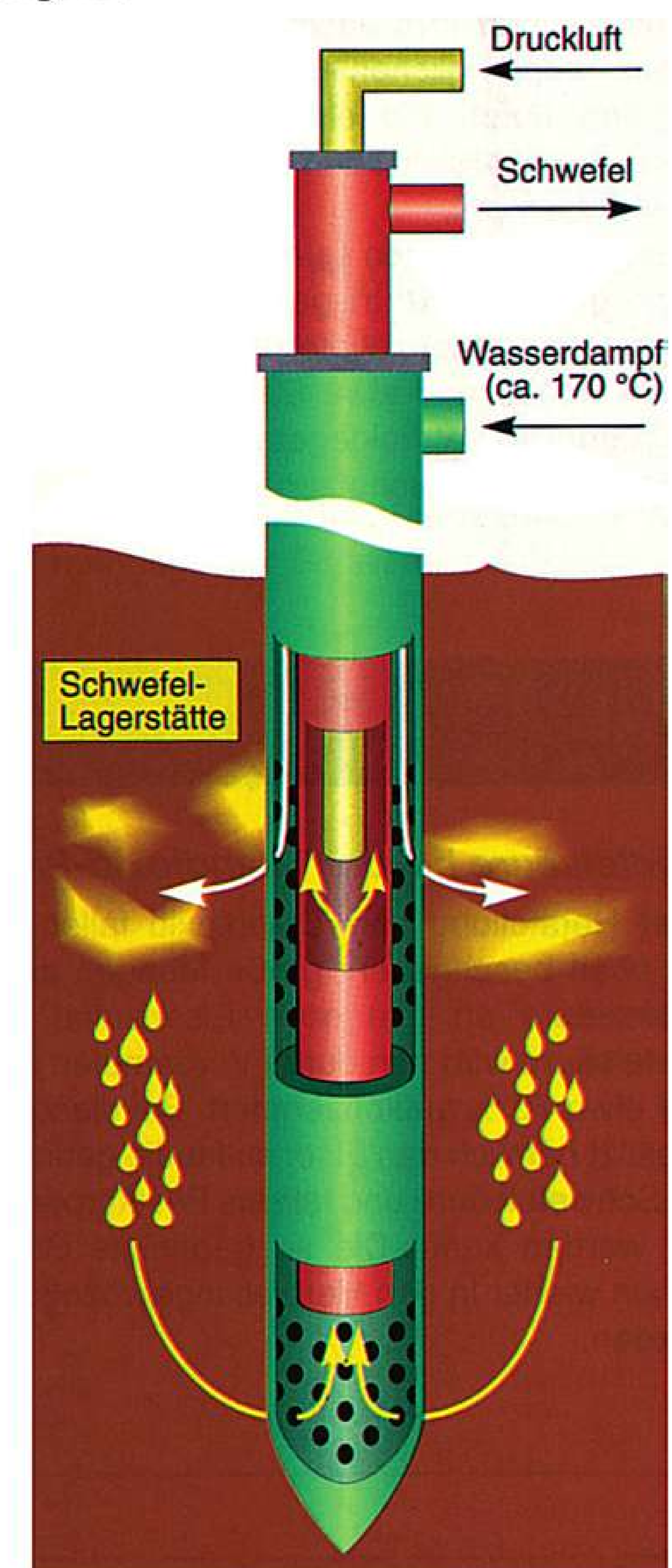
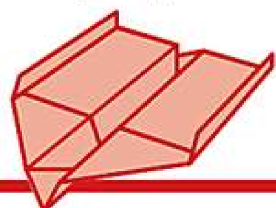


Abb. 131.2 *Frasch-Verfahren*

Physikalische und chemische Eigenschaften
(physical and chemical properties)

Experiment



Das folgende Experiment kannst du selber mithilfe deines Lehrers/deiner Lehrerin durchführen:

1. Schritt: Fülle ein Reagenzglas ca. 10 cm hoch mit Schwefelpulver. Erhitze vorsichtig und gleichmäßig, bis die Schmelze dunkelbraun und dünnflüssig ist.

Dokumentiere deine Beobachtungen:

2. Schritt: In einem Verbrennungslöffel wird etwas Schwefel entzündet. Taucht man ihn in einen Rundkolben, der mit reinem Sauerstoff gefüllt ist, so verbrennt der Schwefel mit einer kräftig leuchtenden blauen Flamme. Es entsteht ein farbloses Gas mit stechendem Geruch (Schwefeldioxid). Gibt man anschließend Wasser in den Kolben und schüttelt, so löst sich das Gas auf. Durch Zusatz eines Indikators erkennt man, dass eine Säure entstanden ist (Schwefelige Säure – H_2SO_3 – siehe Schwefeldioxid, Seite 132).

Beobachte und dokumentiere das Experiment.

[1] HERMANN FRASCH (1851 – 1914) wanderte mit 17 Jahren von Württemberg nach Amerika aus und studierte in Philadelphia Naturwissenschaften.
[2] CARL-FRIEDRICH CLAUS (1835 – 1899), englischer Wissenschafter

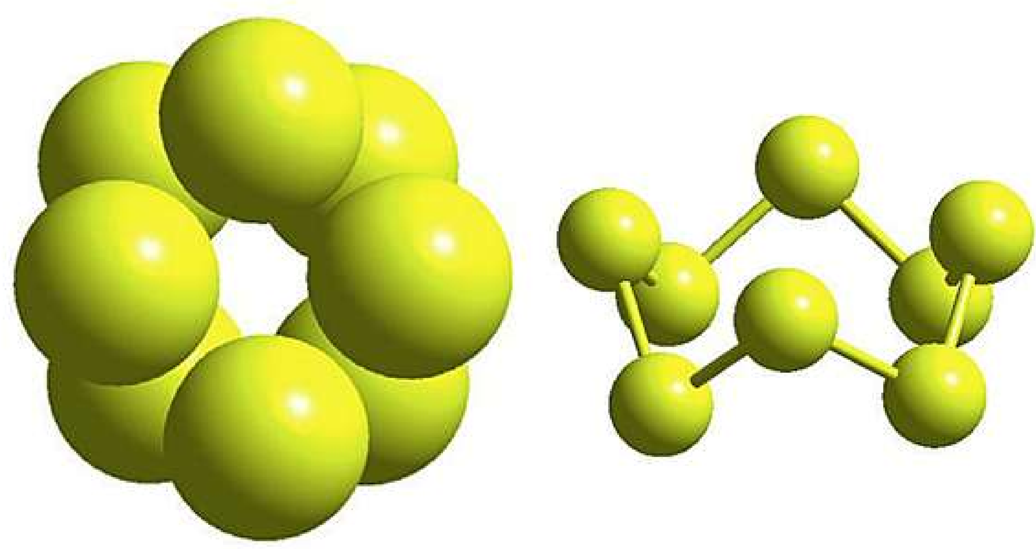


Abb. 132.1 *Schwefel bildet Achterringe*

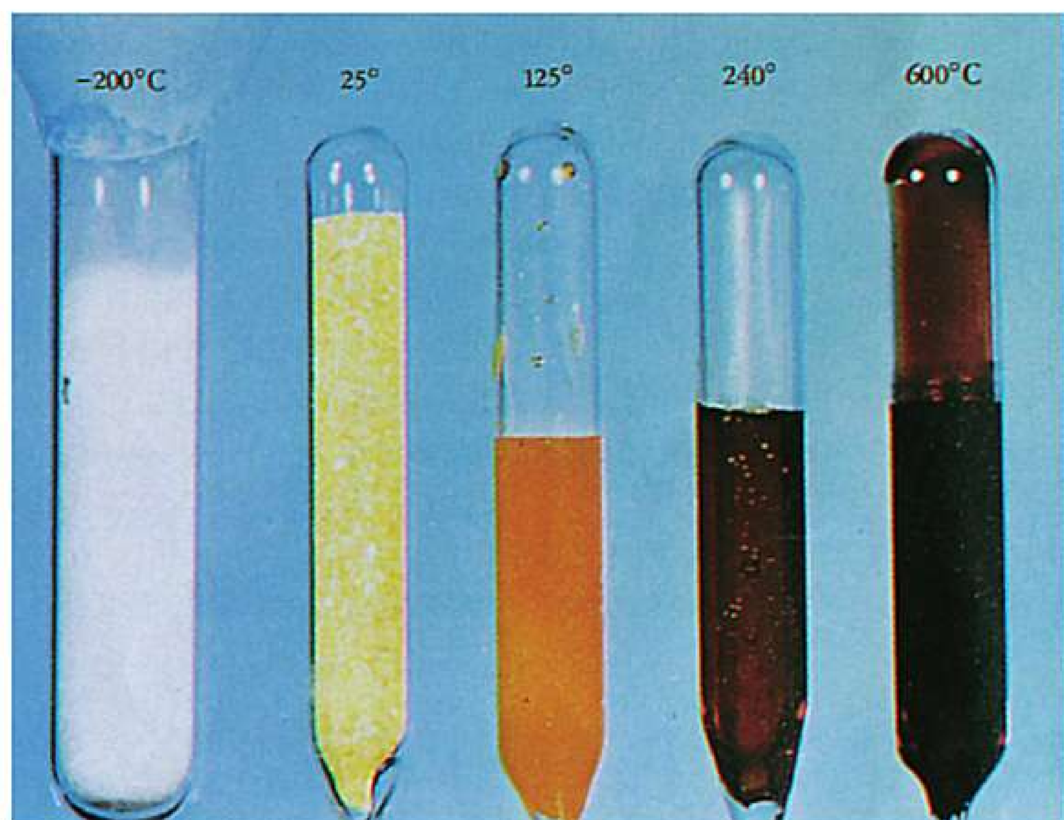


Abb. 132.2 *Schwefel bei verschiedenen Temperaturen*



Abb. 132.3



Abb. 132.4 *Schwefeldioxid*



Abb. 132.5



Abb. 132.6 *Schwefelige Säure*



Abb. 132.7 *Schäden durch Sauren Regen*

- Schwefel ist bei Normalbedingungen ein gelber Festkörper, der **in Wasser unlöslich** ist und aus **gewellten S_8-Molekülen** besteht.
- Schwefel **schmilzt bei 119 °C.** Es entsteht eine hellgelbe Schmelze mit frei beweglichen S_8-Molekülen. Bei ca. 160 °C brechen die Ringmoleküle auf und schließen sich zu langen Ketten zusammen. Die Schmelze wird dunkelrot bis braun und dickflüssig. Bei weiterem Erhitzen zerfallen die langen Ketten und die Schmelze wird wieder dünnflüssig (siehe **Abb. 132.2**).
- Schwefel ist **brennbar**. Er verbrennt zu **Schwefeldioxid** – SO_2
  $S + O_2 \rightarrow SO_2$
- Mit **Metallen** reagiert er unter Bildung von **Sulfiden** (z. B. FeS).

Verwendung *(uses of sulphur)*

Elementarer Schwefel wird hauptsächlich zur Gewinnung von **Schwefelsäure**, zur Herstellung von **Gummi aus Kautschuk (Vulkanisieren)** und in der **Zündholzindustrie** verwendet.

11.1.2 Schwefeldioxid *(sulphur dioxide)*

Gewinnung und Entstehung *(production of sulphur dioxide)*

Schwefeldioxid entsteht bei der Verbrennung von Schwefel oder schwefelhältigen Substanzen (z. B. Kohle).



$S + O_2 \rightarrow SO_2$

Eigenschaften *(properties of sulphur dioxide)*

- Schwefeldioxid ist bei Normalbedingungen ein **farbloses Gas** mit einem **beißenden Geruch**. Es ist doppelt so schwer wie Luft.
- Es **reizt Schleimhäute**, verursacht Heiserkeit und chronische Bronchitis. Es ist ein **Atemgift**.
- Schwefeldioxid **löst sich leicht in Wasser**. Dabei entsteht **Schwefelige Säure** – H_2SO_3.
  $H_2O + SO_2 \rightarrow H_2SO_3$
  Ihre Salze heißen **Sulfite** (z. B. Na_2SO_3 – Natriumsulfit).
- Schwefeldioxid **wirkt reduzierend.** Aufgrund dieser Eigenschaft wirkt es **bleichend** und **desinfizierend**.

Schwefeldioxid und Luftverschmutzung *(sulphur dioxide and air pollution)*

Wird schwefelhältiges Material verbrannt, entsteht Schwefeldioxid. Neben anderen Schadstoffen in der Luft, wie z. B. Stickoxiden, ist Schwefeldioxid einer der Hauptbestandteile von „**saurem Regen** (*acid rain*)". Bei trockenem Wetter wird Schwefeldioxid eingeatmet und von der Feuchtigkeit der Nasenschleimhaut gelöst, wobei sich schwefelige Säure bildet. Bei Nebelwetter bildet sich hingegen ein Aerosol, das ungehindert in die Lunge vordringen kann. Aufgrund der starken Reizwirkung von Schwefeldioxid sind **Bronchialerkrankungen** die Folge. Wesentlich empfindlicher auf Schwefeldioxid reagieren allerdings Pflanzen. Sie können bereits bei Konzentrationen, die Mensch und Tier noch nicht wahrnehmen können, stark geschädigt werden (**„Waldsterben"** durch **Zerstörung des Chlorophylls** und **Versauerung der Böden**). Natürlich tragen neben dem Schwefeldioxid noch andere Stoffe (z. B. Stickoxide, Ozon) zum Waldsterben bei. Eine weitere Folge des Sauren Regens sind **Verwitterungsschäden an Gebäuden** (besonders bei Gebäuden aus Sand- und Kalkstein – siehe dazu auch Seite 139).

Verwendung von Schwefeldioxid *(uses of sulphur dioxide)*

- Schwefeldioxid dient als **Bleich-** und **Desinfektionsmittel**.
- Die wichtigste Verwendung ist die Herstellung von **Schwefelsäure**.



Abb. 133.1 *Schäden durch Sauren Regen*

Übungen

Bei folgenden Übungen kannst du aufgrund von Atombau und Periodensystem Stoffeigenschaften und Reaktionsabläufe von Schwefel und Schwefel-Verbindungen systematisch begründen. Außerdem kannst du einen Bezug zu deinen Alltagserfahrungen herstellen.

Ü 11.1 Schwefel und Sauerstoff sind zwei Elemente der 16. Gruppe des Periodensystems. Gib von beiden die Elektronenverteilung an. Was haben die beiden Elemente in ihrem Atombau gemeinsam und was unterscheidet sie?

Ü 11.2 Ist das Frasch-Verfahren ein physikalisches oder ein chemisches Verfahren? Begründe deine Antwort.

Ü 11.3 Bestimme in der Reaktionsgleichung des Claus-Verfahrens die Oxidationszahlen aller Elemente. Handelt es sich um eine Redox-Reaktion? Wenn ja, was ist das Oxidations-, was das Reduktionsmittel?

Ü 11.4 Benenne folgende Verbindungen: K_2SO_3, $NaHSO_3$, $CaSO_3$, $CaSO_4$

Ü 11.5 Vergleiche Erdgas und Kohle als Heizmaterial. Welches ist umweltfreundlicher? Begründe deine Antwort.

Ü 11.6 Welche Endprodukte entstehen beim Rösten sulfidischer Erze?

Ü 11.7 Schwefeldioxid wirkt desinfizierend. Durch „Schwefeln" können Wein oder Trockenfrüchte konserviert werden. Suche in einem Supermarkt auf Packungen von Trockenfrüchten nach der deklarierten Konservierungsmethode.

11.2 Schwefelsäure *(sulphuric acid)*

Schwefelsäure ist eine der wichtigsten Substanzen in der chemischen Industrie. Daher werden auch mehrere Millionen Tonnen pro Jahr weltweit hergestellt. Dies geschieht meist im **Kontakt-Verfahren**.

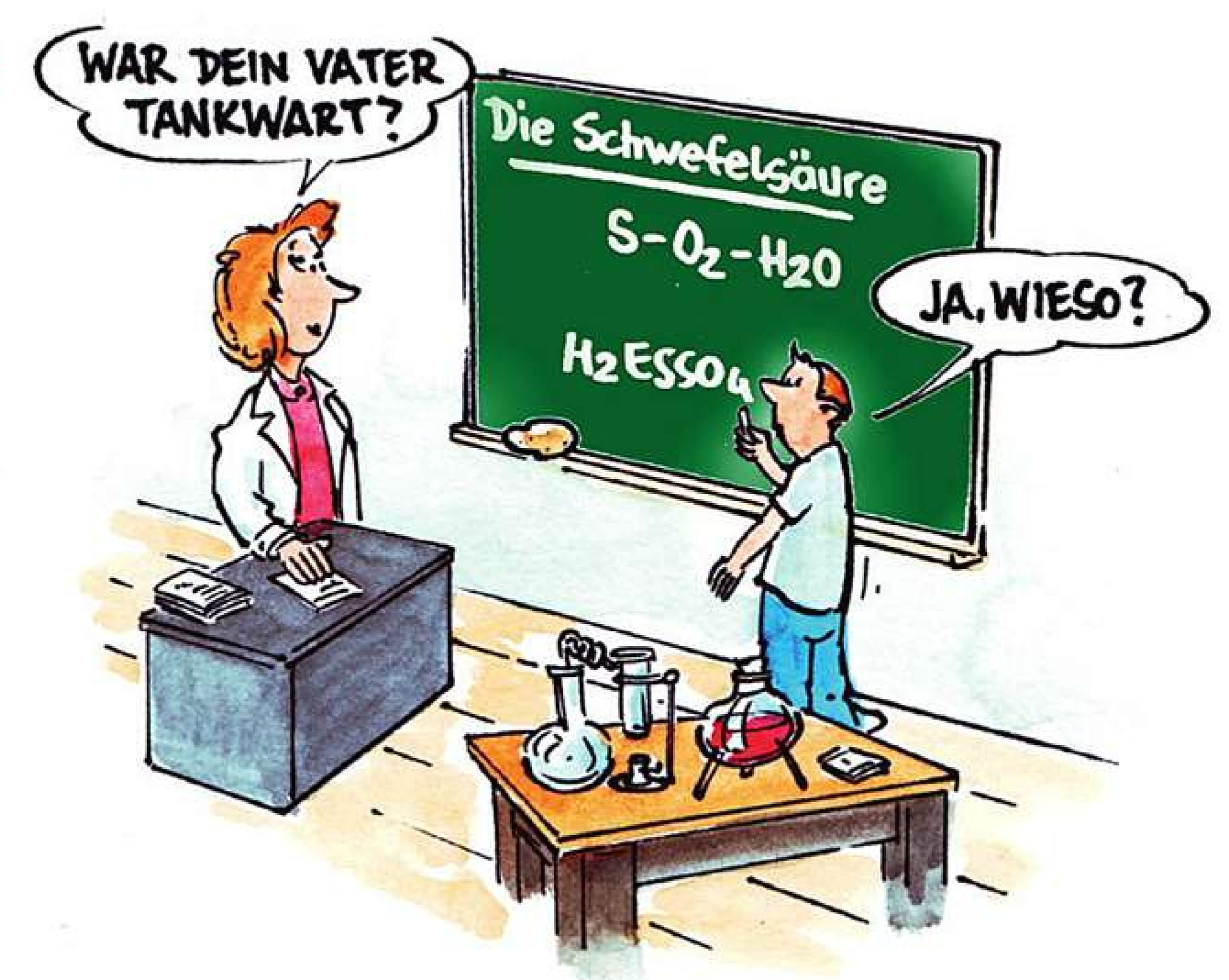


Abb. 133.2

Kontakt-Verfahren *(contact process)*

Schwefelsäure entsteht aus Schwefeltrioxid SO_3.

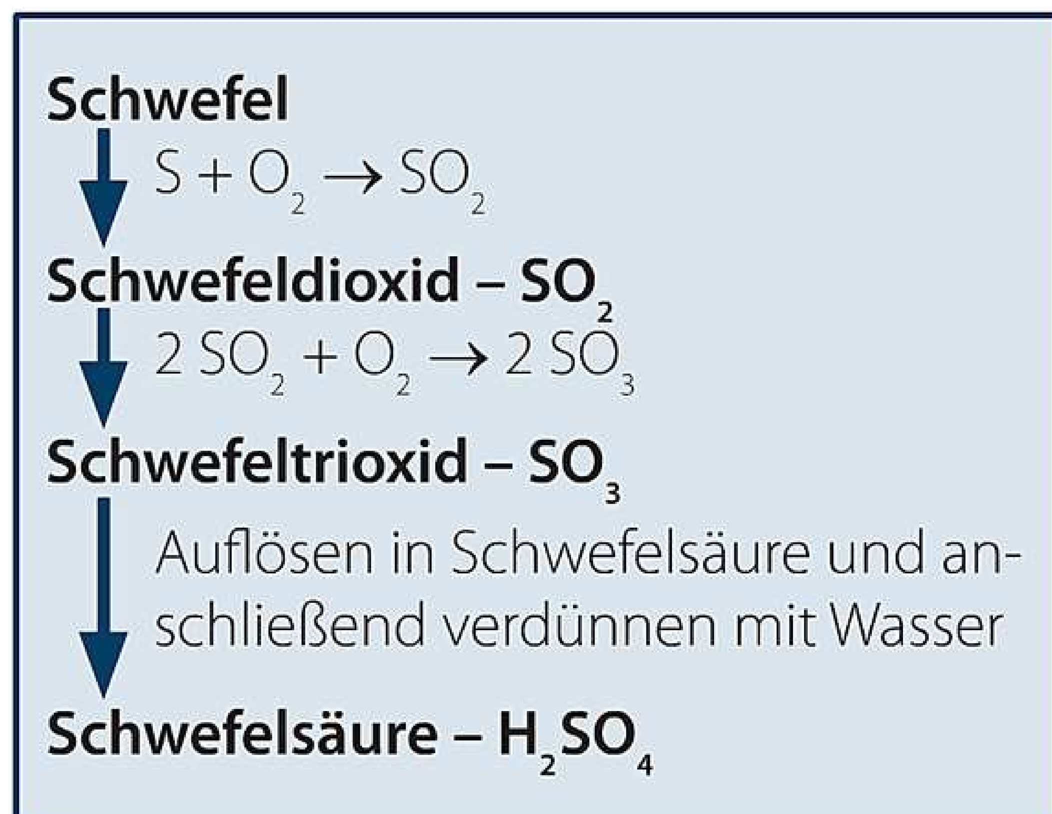
Die Bildung von Schwefeltrioxid aus Schwefeldioxid ist eine exotherme Reaktion. Das Gleichgewicht liegt bei höherer Temperatur auf der Seite der Ausgangsstoffe, bei niedrigerer Temperatur auf der Seite des Endproduktes SO_3. Das bedeutet, dass durch die starke Wärmeentwicklung bei der Verbrennung von Schwefel kaum Schwefeltrioxid gebildet werden kann, sondern die Reaktion beim Schwefeldioxid stehen bleibt. Um überhaupt Schwefeltrioxid herstellen zu können, muss die Reaktion in zwei Schritten durchgeführt werden:

1. Verbrennung von Schwefel zu Schwefeldioxid.
2. Bildung von Schwefeltrioxid mithilfe eines Katalysators.
   Das bei der Verbrennung von Schwefel entstandene Schwefeldioxid wird auf ca. 450 °C abgekühlt und gemeinsam mit Luft in den Kontaktkessel eingeleitet. Dieser besteht aus mehreren „Stockwerken", auf denen jeweils die Katalysatormasse ausgebreitet ist. Um ein Ansteigen der Temperatur und damit eine Verschiebung des Gleichgewichtes zu vermeiden, werden die Katalysatoren gekühlt.



Abb. 133.3 *Schwefelsäure*

Am Ende des Kessels strömt das Gasgemisch in die Absorberkessel, in denen ihnen von oben 96%ige Schwefelsäure entgegenrieselt. Diese nimmt das Schwefeltrioxid auf und wird dadurch stärker konzentriert. Anschließend wird mit Wasser wieder auf den



Schwefelsäure 96 %



Gefahr

Abb. 134.2



Abb. 134.3 *Zwei Stück Würfelzucker nach der Reaktion mit 5 ml Schwefelsäure*

ursprünglichen Säuregehalt verdünnt. Dies geschieht deswegen, weil Schwefeltrioxid in reinem Wasser nur schlecht löslich ist.

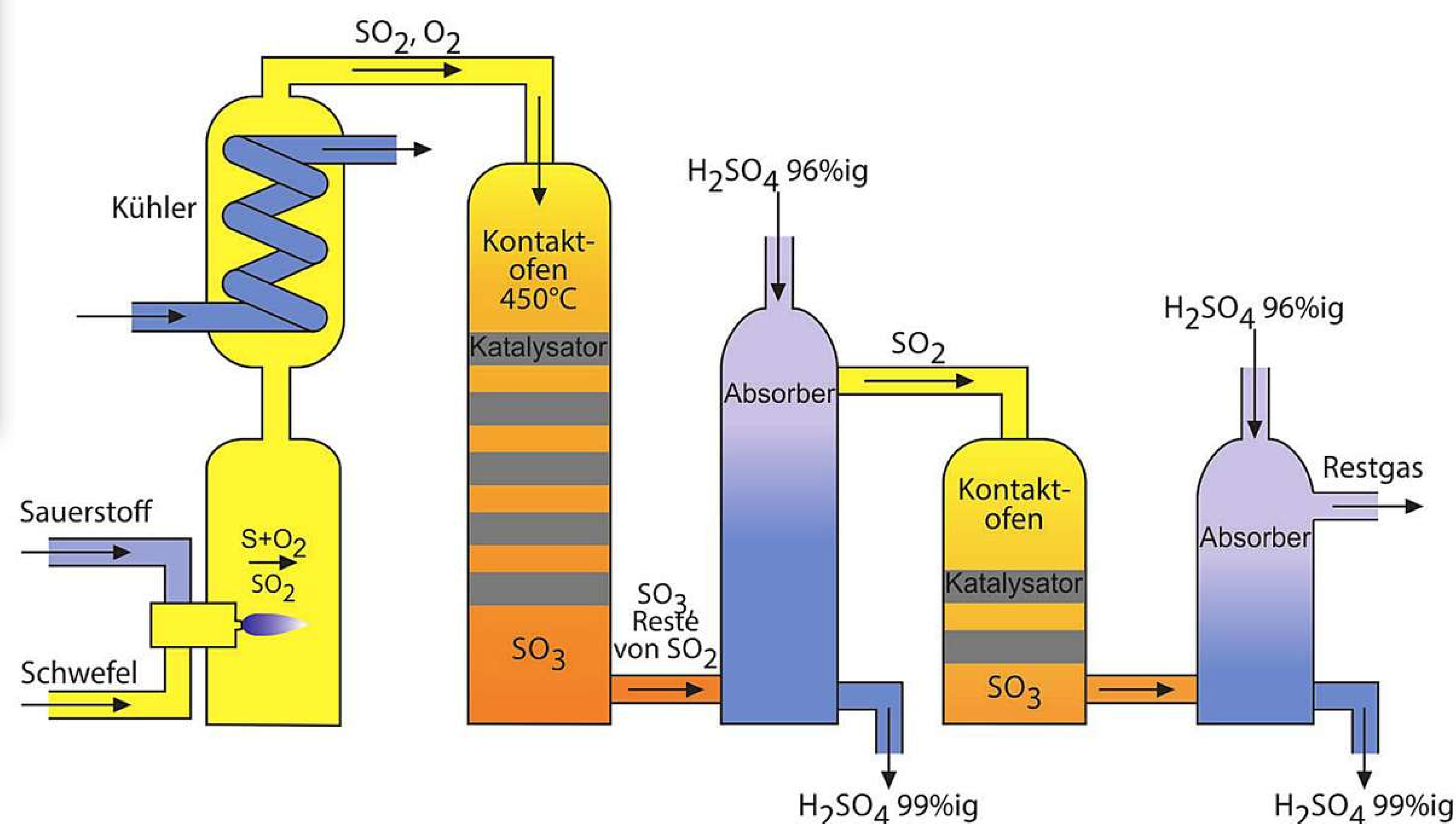


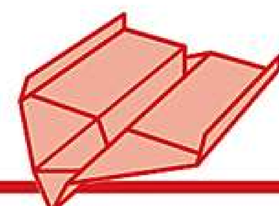
Abb. 134.1 *Schematische Darstellung des Kontaktverfahrens*

Eigenschaften *(properties of sulfuric acid)*

- Schwefelsäure ist eine **farb-** und **geruchlose**, **ölige Flüssigkeit**. Ihre Salze sind die **Sulfate**.
- Sie ist in **jedem Verhältnis mit Wasser mischbar**, wobei eine beträchtliche Erhitzung des Gemisches eintritt[1].
- Konzentrierte Schwefelsäure **zieht Wasser an** (sie ist **hygroskopisch**). Vielen organischen Stoffen (z. B. Zucker, Textilien) entzieht sie Wasserstoff und Sauerstoff in Form von Wasser, wobei nur noch Kohlenstoff bzw. Kohlenstoffdioxid zurückbleibt. (Löcher in der Kleidung!)

Verwendung *(uses of sulfuric acid)*

- Herstellung von **Düngemitteln**, **Farbstoffen**, **Pigmenten** (z. B. Weißpigment Titandioxid), **Citronensäure** u. v. m.
- in Autobatterien,
- im Labor zum Trocknen von Chemikalien.



Experiment

In einem kleinen Becherglas werden zwei Stück Würfelzucker mit ca. 5 ml konzentrierter Schwefelsäure übergossen.

Beobachte und dokumentiere die Ergebnisse.

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du das Herstellungsverfahren von Schwefelsäure beschreiben.

Ü 11.8 Nach welchem Verfahren wird Schwefelsäure hauptsächlich hergestellt? Gehe von Schwefel aus und schreibe alle Prozessschritte mit den jeweiligen Reaktionsgleichungen und Reaktionsbedingungen an.

Ü 11.9 Die Reaktion zwischen Schwefeldioxid und Schwefeltrioxid ist reversibel. Was versteht man darunter?

Ü 11.10 Warum wird beim Kontaktverfahren das Schwefeltrioxid in Schwefelsäure und nicht direkt in Wasser gelöst?

[1] Aus diesem Grund gießt man Schwefelsäure immer vorsichtig in das Wasser und nicht umgekehrt, weil es sonst zu örtlichen Überhitzungen kommen kann, die zum Herausspritzen der Säure führen („erst das Wasser, dann die Säure, sonst geschieht das Ungeheure“).

12 Kohlenstoff

In diesem Kapitel geht es um

- **Kohle, Grafit, Diamant**
- **Kohlenstoffoxide**
- **den Treibhauseffekt**





Abb. 136.1 *FRIEDRICH WÖHLER*

Merk & Würdig

Organische Verbindungen sind Verbindungen des Kohlenstoffes mit Ausnahme der Kohlenstoffoxide, der Kohlensäure und ihren Salzen (Carbonate).

Merk & Würdig

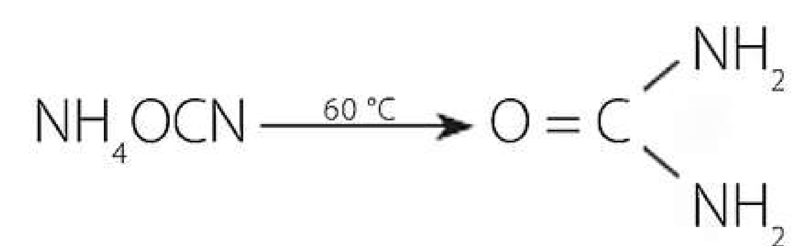
Adsorption nennt man die Anlagerung eines Stoffes an die Oberfläche eines anderen Stoffes.

12.1 Kohle, Grafit, Diamant *(carbon, graphite, diamond)*

Kohlenstoff ist am Aufbau der Erdhülle nur zu 0,12 % beteiligt. Trotzdem sind von ihm mehr Verbindungen bekannt als von allen anderen Elementen zusammen. Der Grund dafür liegt in den Bindungsmöglichkeiten von Kohlenstoffatomen – sowohl untereinander als auch mit Atomen anderer Elemente.

Chemiker früherer Jahrhunderte hatten sich ausschließlich mit Mineralen, also der unbelebten Natur, beschäftigt (**„anorganische Chemie“**). Gänzlich neue Verbindungen wurden entdeckt, als man begann, die Stoffe des Tier- und Pflanzenreiches zu untersuchen. Dabei fand sich als tragendes Element aller Moleküle immer Kohlenstoff.

Die neu entdeckten Kohlenstoffverbindungen waren deutlich anders als die der anorganischen Chemie. Deshalb prägte man für sie den Begriff **„organische Chemie“**, also die Chemie der belebten Natur. Man glaubte, organische Verbindungen könnten nur von Lebewesen hervorgebracht werden. Als Erster widerlegte dies 1828 der deutsche Chemiker **Friedrich Wöhler**[1]. Er erhitzte Ammoniumcyanat, ein anorganisches Salz, und erhielt als Endprodukt Harnstoff, eine organische Verbindung. Sie ist im Harn von Mensch und Tier enthalten.



$$NH_4OCN \xrightarrow{60\,°C} O=C(NH_2)_2$$

Damit war die Unterscheidung zwischen anorganischer und organischer Chemie als überholt anzusehen. Dennoch behielt man die Einteilung vor allem aus praktischen Gründen bei.



Abb. 136.2 *Gasmaske mit Aktivkohlefiltern*

Holzkohle – Aktivkohle *(charcoal – activated carbon)*

Wird Holz an der Luft erhitzt, so verbrennt es. Dabei entweichen Verbrennungsgase. Zurück bleibt die Asche, die aus den mineralischen Bestandteilen des Holzes besteht. Wird Holz dagegen unter Luftabschluss erhitzt, so verkohlt es (**„trockene Destillation“**). In diesem Fall bleibt ein schwarzer, fester Rückstand, die **Holzkohle**, die fast ausschließlich aus Kohlenstoff besteht.

- **Holzkohle** besitzt eine äußerst poröse Struktur. Sie ist, vergleichbar einem Schwamm, von feinsten Kanälen und Löchern durchzogen. Wie ein Schwamm Wasser aufsaugen kann, ist auch die Holzkohle in der Lage, an ihre Oberfläche fremde Moleküle zu binden (zu **adsorbieren**[2]). Je größer die Oberfläche, umso mehr Moleküle können aufgenommen werden.
- **Aktivkohlen** sind sehr poröse Holzkohlen. Sie besitzen eine große innere Oberfläche (bis zu 1 000 m^2 pro Gramm Kohle!). Aktivkohlen werden für verschiedenste Reinigungszwecke verwendet, z. B. bei der Herstellung von weißem Zucker, bei der Gewinnung von Ethylalkohol und vielen anderen technischen Prozessen. Nach demselben Prinzip arbeiten auch Gasmasken mit Kohlefiltern (siehe **Abb. 136.2**): Während Sauerstoff und Stickstoff von Kohle nicht oder nur sehr wenig adsorbiert werden, bleiben andere Gase, darunter viele giftige, in der Aktivkohleschicht hängen.



Abb. 136.3 *Torf*



Abb. 136.4 *Schaufelradbagger im Braunkohle-Tagebau*

Aus Pflanzen wird Kohle *(coal was formed from plants)*

Kohle ist nicht reiner Kohlenstoff, sondern ein kompliziert zusammengesetztes **Gemisch von Kohlenstoffverbindungen**, die neben Kohlenstoff hauptsächlich noch Wasserstoff und Sauerstoff, daneben Stickstoff und Schwefel enthalten. Außerdem sind in Kohle noch mineralische Bestandteile zu finden, die nach dem Verbrennen als Asche zurückbleiben.

Kohlen sind vor etwa 300 bis 400 Millionen Jahren aus tropischen Sumpfwäldern entstanden. Abgestorbene Pflanzenteile wurden unter Ausschluss von Luftsauerstoff um-

[1] FRIEDRICH WÖHLER (1800 – 1882)
[2] „ad“ (lat.) = „zu“, „sorbere“ (lat.) = „schlucken, saugen“; adsorbieren = heranziehen

gewandelt. Zunächst bildete sich **Torf** – ein Vorgang, der auch heute noch in unseren Mooren abläuft (siehe **Abb. 136.3**).

Anschließend sanken die Torfschichten langsam in größere Tiefen ab. Unter dem Einfluss der dabei ansteigenden Temperatur trat eine immer stärkere Zersetzung **(Inkohlung)** ein. Dabei stieg der Kohlenstoffgehalt an und gleichzeitig nahmen der Sauerstoff-, Wasserstoff- und Wassergehalt ab. Mit steigendem Alter der Kohle nimmt daher auch der Kohlenstoffgehalt und damit der **Energieinhalt (Heizwert)** zu. Ist der Heizwert bei Torf (etwa 60 % Kohlenstoff) relativ gering, so steigt er von **Braunkohle** über **Steinkohle** bis zum **Anthrazit** (über 90 % Kohlenstoff) deutlich an.

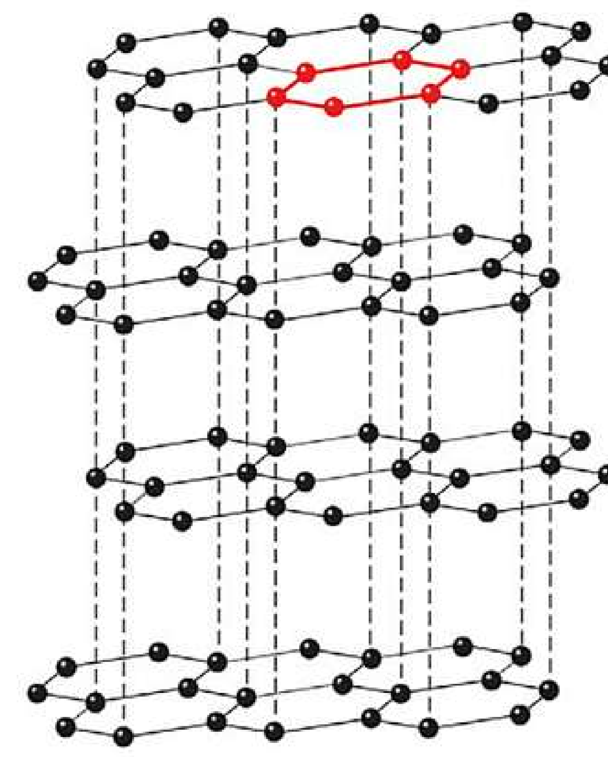


Abb. 137.1 *Grafitgitter*

Grafit *(graphite)*

Grafit ist reiner Kohlenstoff. Er ist eine graue Masse, von der sich leicht glänzende **weiche** Schuppen abspalten lassen. Neben seinem Glanz äußert sich seine Ähnlichkeit zu Metallen auch in der guten **Leitfähigkeit für Wärme** und elektrischen **Strom**.

Grafit bildet ein Schichtgitter, wobei die einzelnen Schichten nur lose zusammenhängen. Dies erklärt die Schmierfähigkeit und gute Spaltbarkeit von Grafit. Jede Schicht ist wie eine Bienenwabe aus Sechserringen aufgebaut. Jedes Atom ist nur an drei weitere Atome gebunden und besitzt daher ein freies Elektron. Diese freien Elektronen bewirken so wie das Elektronengas der Metalle die gute Strom- und Wärmeleitfähigkeit von Grafit.

Aufgrund seiner Eigenschaften wird Grafit zur Herstellung von Elektroden, Schmelztiegeln oder als Schmiermittel verwendet. Hauptsächlich bekannt ist seine Verwendung für Bleistiftminen.



Abb. 137.2

Diamant *(diamond)*

Wie Grafit ist auch Diamant reiner Kohlenstoff. Jedes Kohlenstoffatom ist über Elektronenpaarbindungen mit vier weiteren Kohlenstoffatomen verknüpft. Dadurch entsteht ein sehr regelmäßiges Kristallgitter, das die große Härte von Diamant bewirkt. Alle Elektronen der einzelnen Kohlenstoffatome werden für die Bindungen verbraucht. Deshalb stehen keine freien Elektronen zur Verfügung, die von Licht zum Schwingen angeregt werden könnten. Diamant ist somit in der Regel durchsichtig. Neben der üblichen Verwendung als Schmuckmaterial wird Diamant wegen seiner Härte in Form der unreinen „Industriediamanten" als Bohr- und Schleifmaterial verwendet.

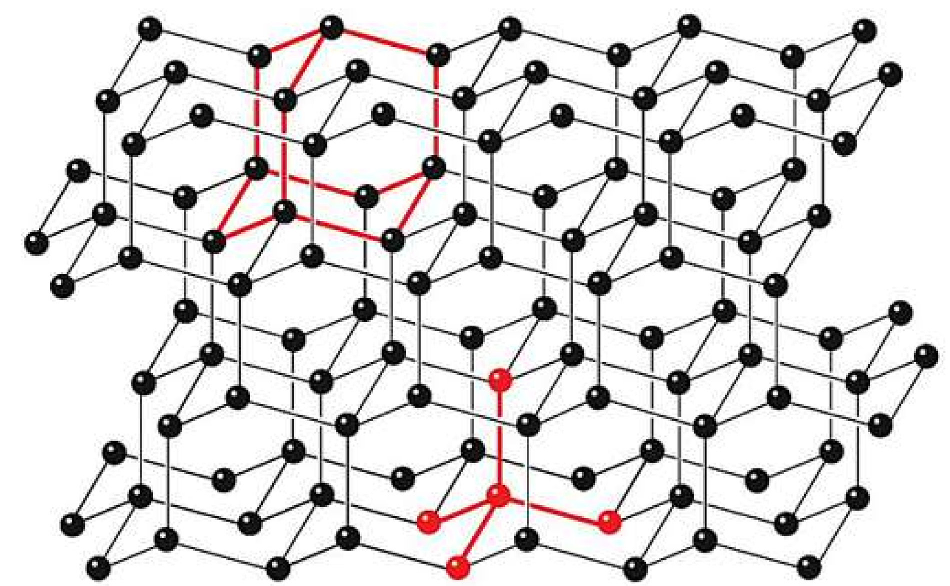


Abb. 137.3 *Diamantgitter*

Thema & Gesellschaft

8,06 Mio. Euro für gelben Diamanten

Der weltweit größte gelbe Diamant hat für eine geringere Summe einen Besitzer gefunden als erwartet. Bei zehn Millionen Schweizer Franken (8,06 Millionen Euro) – ohne Kommission – erhielt ein unbekannter Telefonbieter am Dienstagabend bei der Versteigerung in Genf den Zuschlag. Gerechnet hatte das Auktionshaus Sotheby's mit bis zu 14 Millionen Franken für den 110 Karat[1] schweren „Sun Drop" (Sonnentropfen).

Dennoch zeigte sich Auktionator David Bennett „ganz und gar nicht enttäuscht". „Das ist ein absoluter Rekord für einen gelben Diamanten. Es ist aber auch ein außergewöhnlicher Stein", sagte er nach der Versteigerung. Mit seinen 110 Karat[1] ist der Sonnentropfen nicht nur außergewöhnlich schwer, wegen seines birnenförmigen Schliffs ist auch seine gelbe Farbe ungewöhnlich intensiv.

Der Rohdiamant wurde 2010 in Südafrika gefunden und von der New Yorker Diamantenmanufaktur Cora International geschliffen. Anschließend wurde er einige Monate im Londoner Naturkundemuseum und in Hongkong der Öffentlichkeit gezeigt. Juwelenliebhaber aus aller Welt interessierten sich laut Sotheby's für den „jungfräulichen" Stein von der Größe einer überdimensionalen Mandel. „Der Käufer wird die erste Person sein, die ihn trägt", versicherte Auktionator Bennett vor der Versteigerung.

Text: Salzburger Nachrichten, 17.11.2011

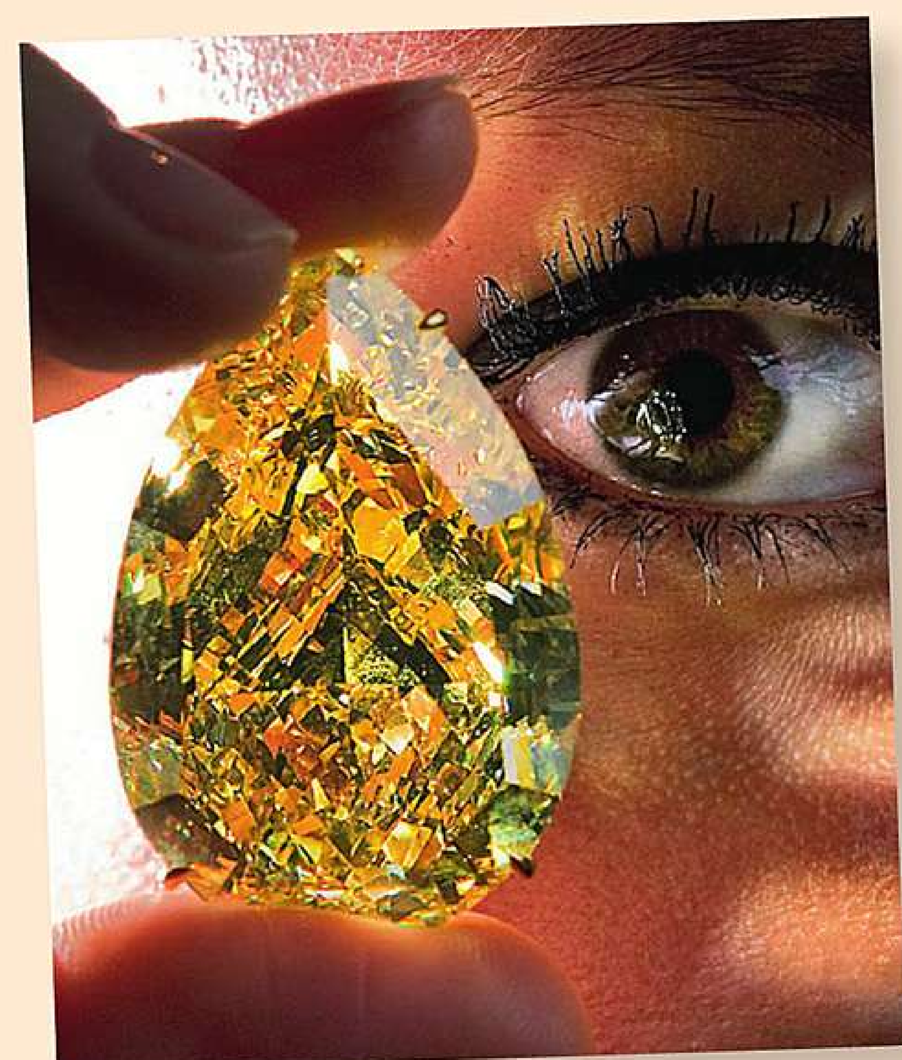


Abb. 137.4

[1] Das Karat ist die Maßeinheit für die Masse von Edelsteinen. 1 Karat (ct) sind 0,2 g.

Thema & Gesellschaft

Kohlenstoff-Variante, härter als Diamant

WASHINGTON (SN, ag). Diamant, Graphit und Ruß haben Familienzuwachs bekommen: US-Forscher haben eine völlig neue, ungewöhnlich aufgebaute Kohlenstoffform hergestellt. Sie entsteht unter hohem Druck und ist so hart, dass sie sogar Diamanten beschädigen kann. Besonders interessant ist die innere Struktur dieses ultraharten Kohlenstoffs: Sie besteht aus einzelnen Klumpen ungeordneter Kohlenstoffteilchen, die in einer Art übergeordnetem Kristallgitter angeordnet sind. Das neue Material könnte auch noch ungewöhnliche optische oder elektrische Eigenschaften besitzen, hoffen die Forscher.

Salzburger Nachrichten, 17.9.2012

Übungen

Mit folgender Übung zeigst du, dass du Informationen über Kohle und über ihre Bedeutung für Wirtschaft, Gesellschaft und Umwelt aus dem Internet beschaffen kannst. Verwende folgende Suchwörter: Bundesamt, Geowissenschaften, Rohstoffe.

Ü 12.1 Suche aktuelle Zahlen über:
- **a)** weltweite Kohlevorräte,
- **b)** den Anteil der Kohle am Gesamtenergieverbrauch,
- **c)** die jährliche Förderung und
- **d)** die wichtigsten Förderländer.

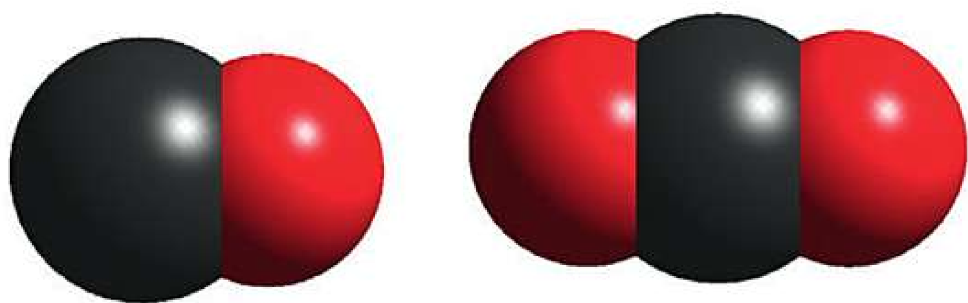
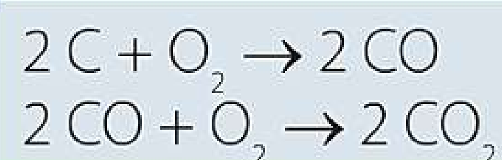


Abb. 138.1 *Kohlenstoffmonoxid, Kohlenstoffdioxid*



$2\,C + O_2 \rightarrow 2\,CO$
$2\,CO + O_2 \rightarrow 2\,CO_2$

Kohlenstoffmonoxid



Gefahr

Abb. 138.2

12.2 Kohlenstoffoxide *(carbon oxides)*

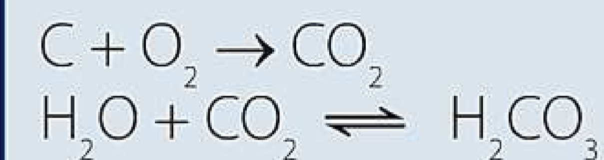
Die beiden wichtigsten Verbindungen des Kohlenstoffs mit Sauerstoff sind das **Kohlenstoffmonoxid (Kohlenmonoxid) – CO** und das **Kohlenstoffdioxid (Kohlendioxid) – CO_2.**

Kohlenstoffmonoxid *(carbon monoxide)*

- Kohlenstoffmonoxid entsteht bei der **Verbrennung** von Kohlenstoff bzw. kohlenstoffhältigen Produkten **mit wenig Sauerstoff** (z. B. in schlecht ziehenden Öfen) oder bei hohen Verbrennungstemperaturen (z. B. in Automotoren).
- Es ist **brennbar** und reagiert mit weiterem Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid (siehe Boudouard'sches Gleichgewicht – Seite 81).
- Kohlenstoffmonoxid ist ein **farb-** und **geruchloses Gas**.

- Es ist **stark giftig**. Beim Einatmen wird es von den roten Blutkörperchen (Erythrozyten) wesentlich stärker gebunden als Sauerstoff, weshalb dieser nicht mehr im Blut transportiert werden kann. Es tritt eine innere Erstickung ein (**„Rauchgasvergiftung“**).
- Kohlenstoffmonoxid dient vor allem als **Reduktionsmittel** bei der **Erzeugung von Roheisen** im Hochofen.

Kohlenstoffdioxid *(carbon dioxide)*



$C + O_2 \rightarrow CO_2$

$H_2O + CO_2 \rightleftharpoons H_2CO_3$

- Kohlenstoffdioxid entsteht bei der **Atmung** (siehe Seite 140) und der **alkoholischen Gärung** sowie bei der vollständigen **Verbrennung** von Kohlenstoff oder kohlenstoffhältigen Produkten.
- Kohlenstoffdioxid ist ein **farb-**, **geruch-** und **geschmackloses**, **ungiftiges Gas**.
- Es ist **schwerer als Luft** und kann dadurch zur tödlichen Gefahr werden, weil es in geschlossenen Räumen den Sauerstoff nach oben verdrängt (z. B. Erstickungsgefahr in Gärkellern).
- Beim Auflösen in Wasser entsteht **Kohlensäure** – H_2CO_3 –, die auch Bestandteil natürlicher Mineralwässer ist. Die Kohlensäure ist eine sehr schwache Säure, das Gleichgewicht der Reaktion liegt auf der Seite der Ausgangsstoffe.
- Die Salze der Kohlensäure sind die **Carbonate**. Aus ihnen lässt sich das Kohlenstoffdioxid durch **Verdrängungsreaktion** wieder leicht in Freiheit setzen.

Merk & Würdig

Bei der **Verdrängungsreaktion** verdrängt die stärkere Säure die schwächere aus ihren Salzen z. B.:



$CaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

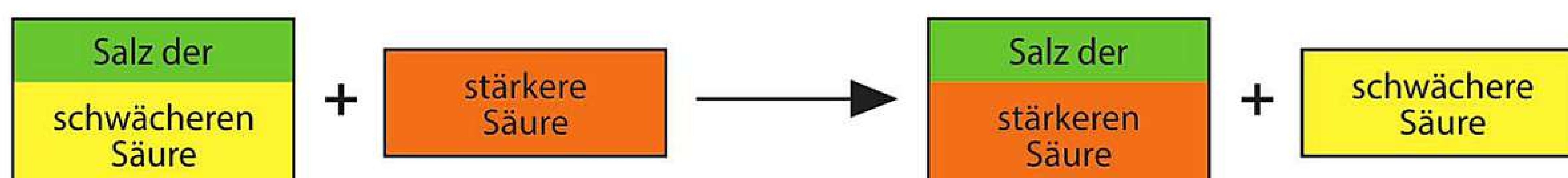


Abb. 139.1



Abb. 139.2 *Showeffekt: Trockeneis in Wasser*

- Kohlenstoffdioxid wird für **kohlensäurehältige Getränke**, in **Feuerlöschern** (**„Kohlensäureschnee“**) sowie in fester Form als **„Trockeneis“** – *dry ice* (ca. –80 °C) verwendet.

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du einen Bezug herstellen zwischen deinen Erkenntnissen und Alltagserfahrungen.

Ü 12.2 In der Nähe von Neapel befindet sich die Grotta del Cane (Hundsgrotte). Als Folge von vulkanischer Tätigkeit sammelt sich am Boden Kohlenstoffdioxid an, das nicht abfließen kann. Warum sollte man die Höhle nicht mit Hunden betreten?

Ü 12.3 Salzsäure kann durch die stärkere Schwefelsäure aus ihren Salzen verdrängt werden. Formuliere die Reaktionsgleichung für die Verdrängungsreaktion von Natriumchlorid und Schwefelsäure.

Ü 12.4 Durch Rückfluss von Magensäure (Salzsäure) in die Speiseröhre entsteht Sodbrennen. Ein altes Hausmittel dagegen ist die Einnahme von Natriumhydrogencarbonat (Speisesoda, Natron), das die Säure neutralisiert. Formuliere die Reaktionsgleichung.

Ü 12.5 Erkläre, warum Saurer Regen vor allem Bauwerke aus Kalkstein ($CaCO_3$) angreift (siehe auch Seite 132).

Ü 12.6 Benenne bzw. gib die Formeln an: Na_2CO_3, $Ca(HCO_3)_2$, Magnesiumcarbonat, Kupfer(II)-carbonat

12.3 Treibhauseffekt *(greenhouse effect)*

Kohlenstoff-Kreislauf *(carbon cycle)*

Bei der Atmung, bei der Verbrennung von Kohlenstoff bzw. kohlenstoffhältigen Materialien entsteht Kohlenstoffdioxid. Es bildet sich auch bei Fäulnis und Gärungsprozessen. Das Kohlenstoffdioxid wird wieder von grünen Pflanzen aufgenommen und in der Fotosynthese zu Zucker und Sauerstoff umgewandelt.

Atmung:



$$\text{Glucose} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + \text{Energie}$$

Fotosynthese (Assimilation):



$$CO_2 + H_2O \xrightarrow[\text{Sonnenlicht}]{\text{Chlorophyll (Blattgrün)}} \text{Glucose} + O_2$$

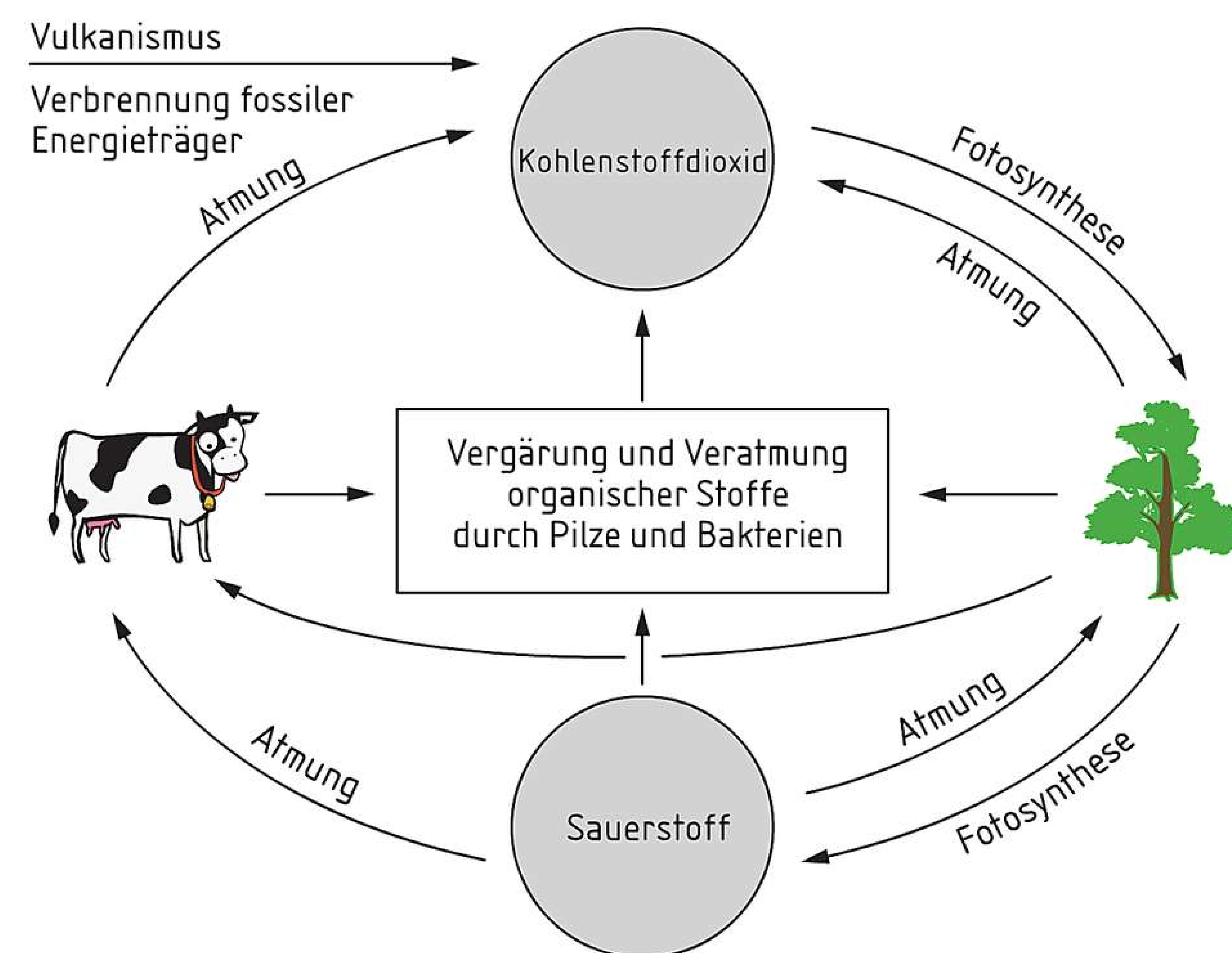
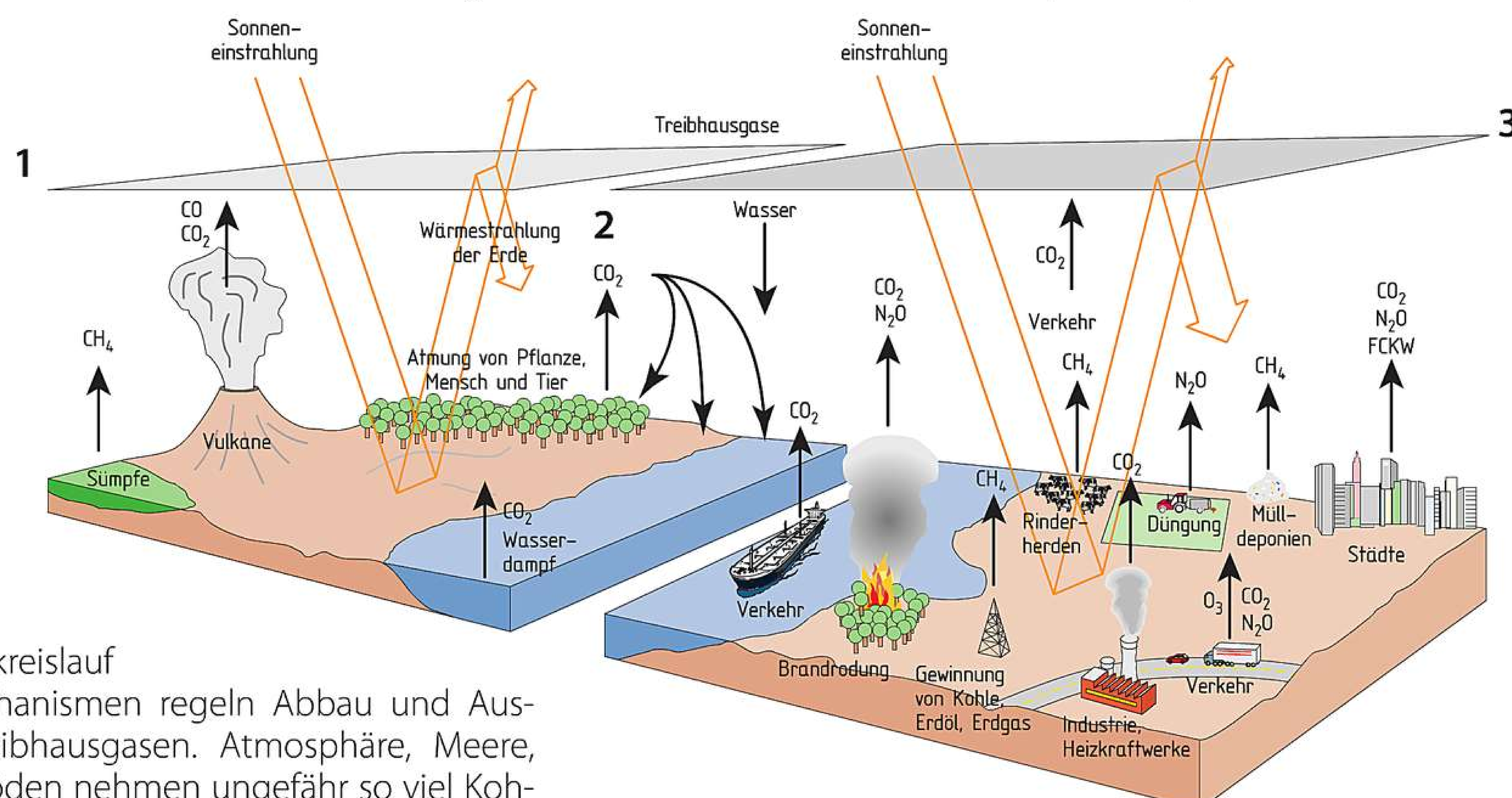


Abb. 140.1 *Kohlenstoffkreislauf*

1
Das natürliche Treibhaus
Kohlenstoffverbindungen und Wasserdampf in der Atmosphäre wirken wie die Scheiben eines Glashauses. Sie lassen Licht durch, verhindern aber teilweise die Wärmeabstrahlung in das Weltall.

3
Das vom Menschen geschaffene (anthropogene) Treibhaus
Mit den gewaltigen Mengen an Treibhausgasen, die der Mensch freisetzt, geraten die natürlichen Kreisläufe aus dem Gleichgewicht. Der Treibhauseffekt wird verstärkt, die Temperatur auf der Erdoberfläche steigt.



2
Der Kohlenstoffkreislauf
Natürliche Mechanismen regeln Abbau und Austausch von Treibhausgasen. Atmosphäre, Meere, Pflanzen und Böden nehmen ungefähr so viel Kohlenstoffverbindungen auf, wie sie wieder abgeben.

Abb. 140.2 *Natürliches und anthropogenes Treibhaus*

Kohlenstoffdioxid ist ein **Treibhausgas** *(greenhouse gas)*, d. h., es hält wie die Glasscheiben eines Gewächshauses einen gewissen Teil der Sonnenwärme auf der Erde zurück und verhindert dessen Abstrahlung in den Weltraum. Ohne Kohlenstoffdioxid und andere Treibhausgase (z. B. Wasserdampf, Methan – CH_4) wäre auf der Erde kein Leben möglich, die Temperatur würde ca. –17 °C betragen, es wäre bei uns so kalt wie auf dem Mars. Alle Treibhausgase haben einen Einfluss auf die Wärme auf der Erdoberfläche. Die Menge an Wasserdampf in der Atmosphäre kann vom Menschen nicht beeinflusst werden, sehr wohl aber die Menge des Kohlenstoffdioxids.

Durch die Verbrennung großer Kohlenstoffmengen (als Kohle, Erdöl oder Erdgas) und das Abholzen und Abbrennen von großen Waldflächen (besonders in den Entwicklungsländern) kommt es zu einem Anstieg der CO_2-Konzentration in der Erdatmosphäre. Dadurch steigt die durchschnittliche Temperatur auf der Erde *(global warming)*. Welche Folgen sind zu erwarten? Das Klima auf der Erde wird sich verändern, das Polareis wird abschmelzen. Die Meeresspiegel werden ansteigen und niedrige Küstengebiete überschwemmen. Stürme, Überflutungen und Dürrekatastrophen sind bereits in den letzten Jahren mehrfach zu beobachten gewesen.

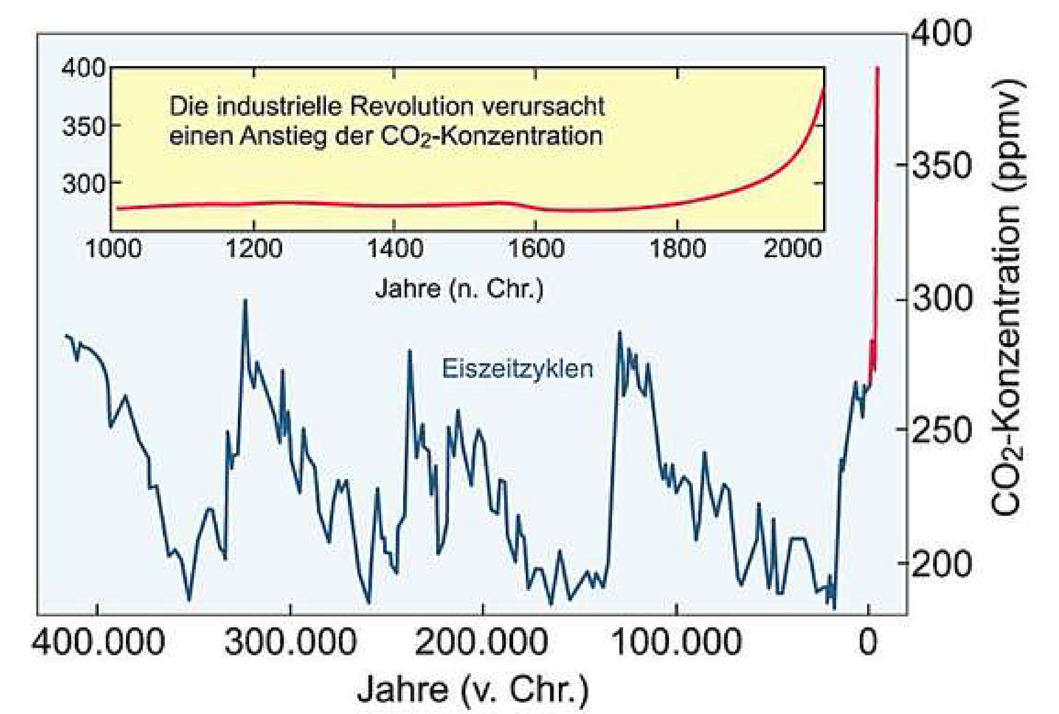


Abb. 141.1 *Anstieg der CO_2-Konzentration*

Ergänzung & Ausblick



Das vom Menschen produzierte **(anthropogene)** Kohlenstoffdioxid ist zu über 50 % für den Treibhauseffekt verantwortlich. Es entsteht bei der Verbrennung von Kohle, Öl und Gas, aber auch bei Brandrodungen. Die höchste Treibhauswirkung pro Molekül besitzen die **Fluorchlorkohlenwasserstoffe (FCKW)**. Sie sind zu etwa 18 % am Treibhauseffekt beteiligt. FCKW sind doppelt gefährlich: Sie tragen zum Treibhauseffekt bei und zerstören die Ozonschicht. **Methan** ist zu 13 % an der Erwärmung beteiligt. Es entsteht, wenn organische Stoffe zersetzt werden – z. B. in Sümpfen oder in Mägen von Wiederkäuern. Eine Kuh, an die täglich fünf Kilogramm Heu verfüttert werden, produziert 191 Liter Methan am Tag. Rinderzucht verschärft damit den Treibhauseffekt. Zum Methananstieg tragen aber auch Nassreisanbau, Verbrennung von Biomasse, Mülldeponien sowie Verluste bei Förderung und Transport von Erdgas bei. Das Gas hat eine Verweilzeit von etwa zehn Jahren in der Atmosphäre. **Bodennahes Ozon** ist zu etwa 7 % für den Treibhauseffekt verantwortlich. Es entsteht durch die Luftverschmutzung in Ballungsgebieten, hat allerdings nur eine kurze Verweildauer in der Atmosphäre. Das sehr stabile **Lachgas** (Distickstoffmonoxid – N_2O), das in der Atmosphäre eine Lebensdauer von 150 Jahren hat, trägt zu 5 % zur Erderwärmung bei. Es entsteht bei der Verbrennung fossiler Brennstoffe und beim Einsatz von Kunstdünger. Nach Schätzung gelangen pro Jahr mehrere Millionen Tonnen Lachgas in die Atmosphäre. Gleichzeitig trägt es auch zum Abbau der Ozonschicht bei.



Abb. 141.2

Übungen

Mit folgenden Aufgaben kannst du lernen, die Bedeutung von Kohlenstoffdioxid für Gesellschaft und Umwelt zu verstehen, und dazu persönliche Standpunkte zu präsentieren und zu begründen.

Ü 12.7 Pflanzen können atmen und assimilieren. Wann werden sie assimilieren?

Ü 12.8 Informiere dich in verschiedenen Medien (Tageszeitungen, Zeitschriften, Internet) über aktuelle Emissionszahlen der Treibhausgase. Verwende dazu folgende Suchbegriffe: Treibhausgas, Umwelt, Bundesamt

Ü 12.9 Welche Möglichkeiten siehst du in deinem privaten Umfeld dazu beizutragen, den Ausstoß an Kohlenstoffdioxid zu verringern? Diskutiere diese Frage mit Schulkollegen, Freunden und Eltern.

Ü 12.10 *Climate all over the world will change. How will it affect us? Is this already happening?*

13 Kohlenwasserstoffe

In diesem Kapitel geht es um

- **Allgemeines**
- **Strukturermittlung**
- **Alkane – Homologe Reihe**
- **Alkane – Isomerie**
- **Alkane – Nomenklatur**
- **Alkane – Eigenschaften**
- **Ungesättigte Kohlenwasserstoffe**
- **Alicyclische Kohlenwasserstoffe**
- **Aromatische Kohlenwasserstoffe**
- **Heterocyclische Verbindungen**
- **Funktionelle Gruppen**

13.1 Allgemeines *(some basics)*

Methan *(methane)*

Die einfachste Verbindung von Kohlenstoff und Wasserstoff ist das Methan – CH_4. Es ist tetraedrisch gebaut, wobei das Kohlenstoffatom im Zentrum steht.

- Methan ist ein **farb-** und **geruchloses**, **ungiftiges Gas**, das im Gemenge mit Sauerstoff (5,3 – 14 Vol. %) **explosiv** reagiert. Viele Bergwerksunglücke sind auf solche Explosionen zurückzuführen („schlagende Wetter").
- Es bildet den Hauptanteil im **Erdgas**. Neben Erdöl und Kohle ist es heute der wichtigste **Energieträger**.
- Methan ist auch ein Stoffwechselendprodukt verschiedener Bakterien und entsteht z. B. bei Fäulnisprozessen am Boden von Sümpfen (**„Sumpfgas"**), beim Faulen von Klärschlamm in Kläranlagen (**„Faulgas"**) sowie beim Faulen von Jauche (**„Biogas"**). Durch die Vergärung von pflanzlicher Substanz (besonders Cellulose) im Wiederkäuermagen bildet sich Methan, das an die Umgebung abgegeben wird.
- Neben Kohlenstoffdioxid ist Methan ein wesentlicher Faktor für den **Treibhauseffekt**.

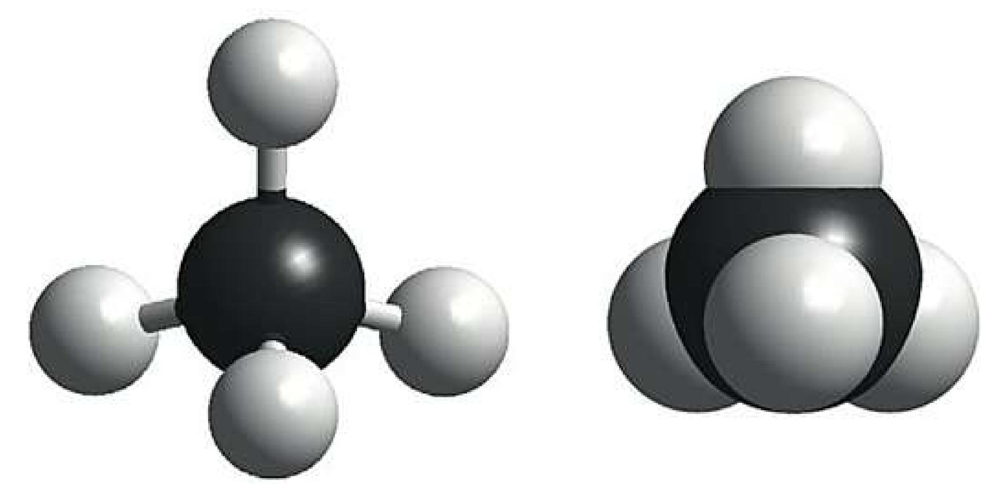


Abb. 143.1 *Molekülmodelle von Methan*

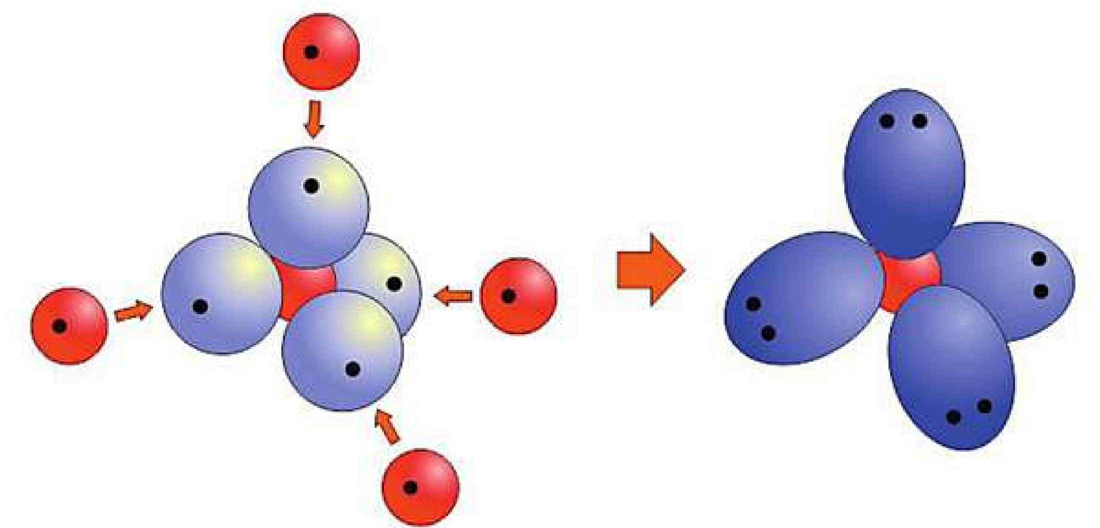


Abb. 143.2 *Bildung von Methan im Kugelwolken-Modell*

Merk & Würdig

C ist immer 4-bindig, d. h., von jedem Kohlenstoffatom gehen immer 4 Bindungen aus.

H ist immer 1-bindig, d. h., von jedem Wasserstoffatom geht immer 1 Bindung aus.

Kohlenwasserstoffe *(hydrocarbons)*

Methan ist die Stammverbindung einer ganzen Reihe weiterer Verbindungen, die nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff bestehen **(Kohlenwasserstoffe)**. Denkt man sich im Methanmolekül ein Wasserstoffatom durch ein Kohlenstoffatom ersetzt und ergänzt die freien Bindungen durch Wasserstoffatome, entsteht Ethan – C_2H_6. Setzt man dieses Prinzip weiter fort, so entstehen Kohlenstoff-Gerüste mit unterschiedlichen Strukturen. Man unterscheidet:

- **Kettenförmige** (**aliphatische**[1], *aliphatic*) **Kohlenwasserstoffe**, die unverzweigt oder verzweigt sein können.
- **Ringförmige** (**cyclische**[2], *cyclic*) **Kohlenwasserstoffe**

Je nachdem, welche Bindungen zwischen den Kohlenstoffatomen bestehen, kann man die aliphatischen bzw. cyclischen Kohlenwasserstoffe weiter unterteilen in:

- **Gesättigte** (*saturated*) aliphatische bzw. cyclische **Kohlenwasserstoffe** (enthalten nur C-C-Einfachbindungen) und
- **Ungesättigte** (*unsaturated*) aliphatische bzw. cyclische **Kohlenwasserstoffe** (enthalten mindestens eine C-C-Mehrfachbindung).

Die wichtigste Quelle für Kohlenwasserstoffe ist der fossile Energieträger **Erdöl**.

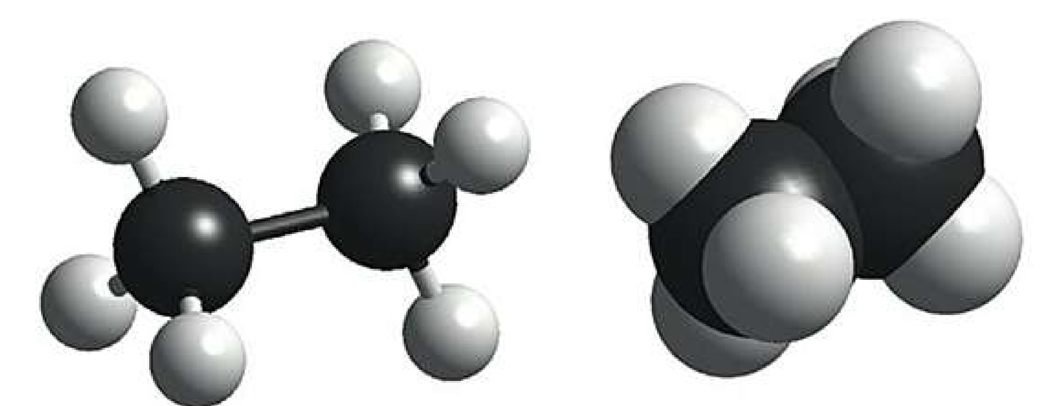


Abb. 143.3 *Molekülmodelle von Ethan*

Merk & Würdig

Kohlenwasserstoffe sind Verbindungen, die nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff bestehen.

Thema & Gesellschaft

Ölproduktion übersteigt Höhepunkt

Hamburg – Seit Jahrzehnten streiten Experten, wann die Ölproduktion ihr Maximum überschreiten wird. In den fünfziger Jahren wurde der globale Ölförder-Höhepunkt („Peak Oil") für das Ende der sechziger Jahre vorhergesagt. Mit besserer Fördertechnologie konnte er aber immer weiter nach hinten verschoben werden. (…)

Tatsächlich treibt der steigende Ölpreis die Förderung der Ressourcen immer wieder an: Bei höherem Wert lohnt sich auch in entlegenen Regionen wie der Tiefsee der Förderaufwand, womit das Angebot wieder wächst. (…)

Dass Erdöl einstweilen nicht knapp wird, liege aber vor allem an den neuen unkonventionellen Öl- und Gasquellen wie Ölsanden und Flüssiggas, deren Mengen gar eine Steigerung der Produktion zuließen (…). Unter Berücksichtigung dieser Ressourcen sei der Förderhöhepunkt erst für Mitte der 2030er-Jahre zu erwarten.

Text: Spiegel, 10.6.2012



Abb. 143.4 *Bohrplattform in der Nordsee*

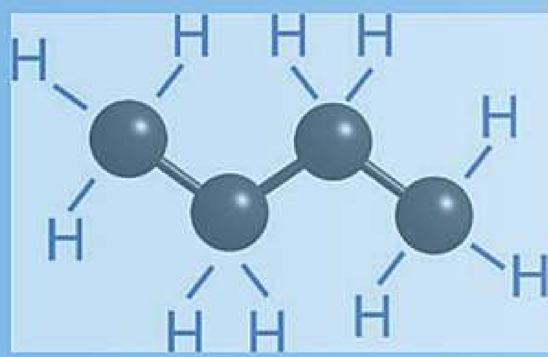
[1] „aleiphar" (griech.) = „Fett", weil dieses kettenförmig gebaut ist
[2] „cyclicus" (lat.) = „kreisförmig"

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du mithilfe von Atommodellen Stoffeigenschaften begründen.

Ü 13.1 Warum ist Kohlenstoff 4-bindig und Wasserstoff 1-bindig? Erkläre dies anhand des Atombaus der Elemente. Wieviel-bindig sind Sauerstoff und Stickstoff?

Ü 13.2 Folgende Kohlenstoffgerüste sind gesättigt. Bestimme, ob sie aliphatisch oder cyclisch sind und ergänze die fehlenden Wasserstoffatome wie im gezeigten Beispiel (vergiss nicht: C ist 4-bindig, H ist 1-bindig!):



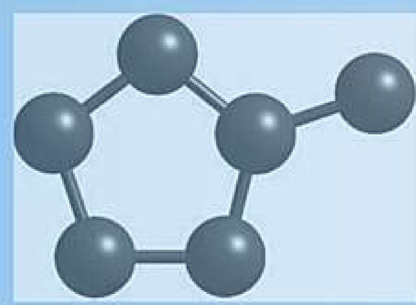
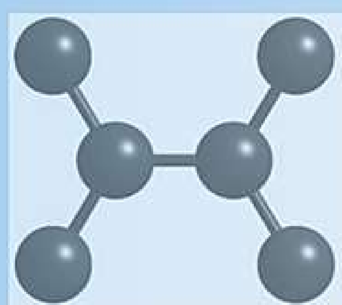
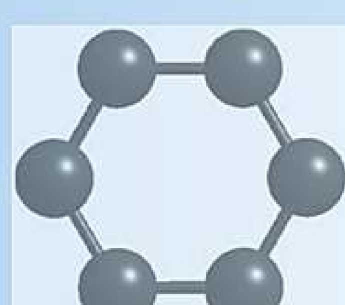
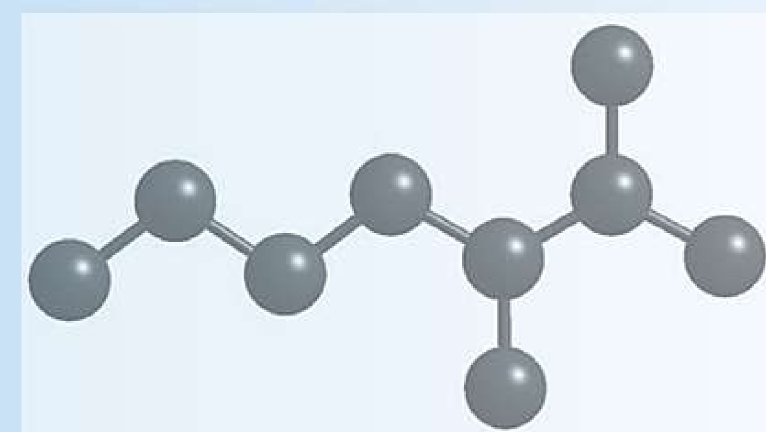





Abb. 144.1

13.2 Strukturermittlung *(determination of structural formula)*

Merk & Würdig

Die **Oxidationszahl** gibt an, welche Ladung ein Element in einer Verbindung besitzt.

Elementaranalyse *(elemental analysis)*

Ziel der Elementaranalyse ist es, die Bestandteile einer chemischen Verbindung sowohl **qualitativ** als auch **quantitativ** zu ermitteln.

Dazu wird eine bestimmte Menge der Substanz verbrannt. Die dabei entstehenden Verbrennungsprodukte (z. B. Kohlenstoffdioxid und Wasser) werden aufgefangen und gewogen. Diese Verbindungen enthalten nur den Kohlenstoff bzw. Wasserstoff der Probe. Daher kann man mithilfe der Stöchiometrie berechnen, aus wie viel Gramm Kohlenstoff, Wasserstoff, usw. die Probe zusammengesetzt ist.

Beispiel 13.1

Es soll die Zusammensetzung eines Kohlenwasserstoffes ermittelt werden. Dazu verbrennt man 0,20 g des Kohlenwasserstoffes. Es entstehen 0,614 g Kohlendioxid und 0,293 g Wasser. Aus wie viel Gramm Kohlenstoff und Wasserstoff besteht die Probe?

- Wie viel Gramm Kohlenstoff sind in 0,614 g Kohlenstoffdioxid enthalten?
  44 g CO_2 (= 1 mol) enthalten 12 g Kohlenstoff
  0,614 g CO_2 enthalten daher $\frac{0{,}614 \cdot 12}{44} = 0{,}1674$ g Kohlenstoff

- Wie viel Gramm Wasserstoff sind in 0,293 g Wasser enthalten?
  18 g H_2O (= 1 mol) enthalten 2 g Wasserstoff
  0,293 g H_2O enthalten daher $\frac{0{,}293 \cdot 2}{18} = 0{,}0326$ g Wasserstoff

0,2 g Probe bestehen aus **0,1674 g Kohlenstoff** ($\frac{0{,}1674}{12} = 0{,}01395$ mol) und **0,0326 g Wasserstoff** ($\frac{0{,}0326}{1} = 0{,}0326$ mol).

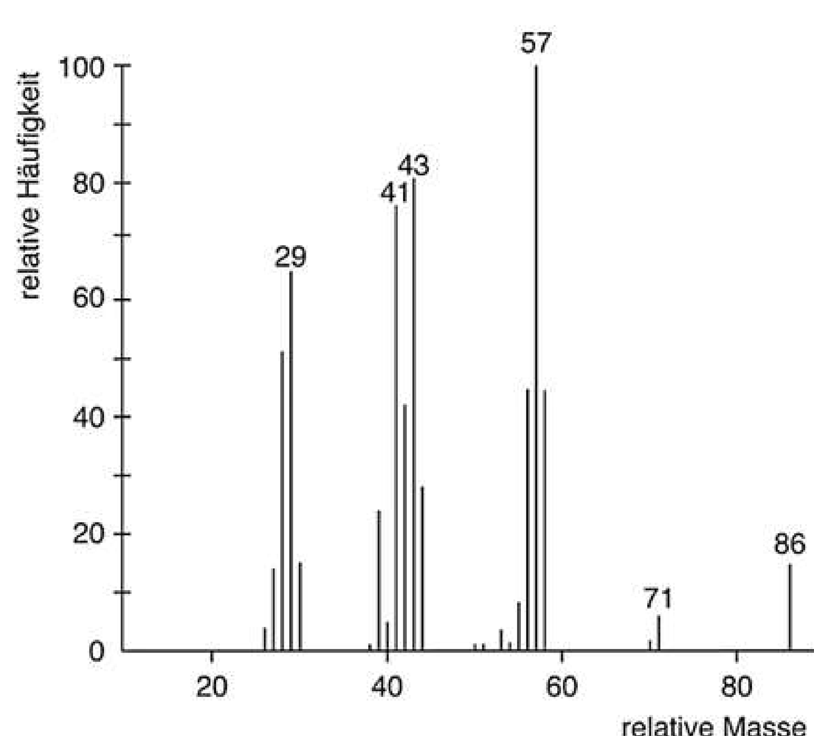


Abb. 144.2 *Massenspektrum eines Kohlenwasserstoffes mit der relativen Masse 86 u*

Bestimmung der Molekülmasse *(determination of molecular mass)*

Aus dem Ergebnis der Elementaranalyse lässt sich noch keine eindeutige Formel ableiten. Es lässt sich nur ein Verhältnis der Molzahlen angeben. Aufschluss über die richtige Summenformel gibt erst die relative Masse des Moleküls.

Um die Molekülmasse zu bestimmen, gibt es verschiedene Methoden. Am schnellsten und gleichzeitig am genauesten arbeitet man heute mit der **Massenspektrometrie**. Dabei werden die Moleküle der zu untersuchenden Substanz mit Elektronen beschossen, wobei sie in Ionen überführt werden und zum Teil in kleinere Bruchstücke zerfallen, die meist ebenfalls geladen sind. Diese Ionen werden erst in einem elektrischen und

anschließend in einem magnetischen Feld so abgelenkt, dass sie entsprechend ihrer Ladung und Masse nacheinander zu einem Anzeigegerät gelangen. Anhand des entstandenen **Massenspektrums** der unbekannten Substanz lässt sich auch seine Summenformel ablesen. Jedem Peak (Spitze) im Spektrum entspricht ein Molekülbruchstück. Der Peak mit der höchsten Masse ist die Masse des ganzen Moleküls.



Abb. 145.1 *Massenspektrometer zur Analyse von Proteinen*

Beispiel 13.1 (Fortsetzung)

Ermittlung der Summenformel

Welches Verhältnis haben die Molzahlen von Kohlenstoff und Wasserstoff in der unbekannten Probe? Welche Summenformel ergibt sich aus dem Massenspektrum?

- Verhältnis der Molzahlen von Kohlenstoff und Wasserstoff
  Kohlenstoff : Wasserstoff = 0,01395 : 0,0326 = 1 : 2,337
  Daraus ergeben sich z. B. folgende ganzzahlige Verhältnisse:
  Kohlenstoff : Wasserstoff = 3 : 7 oder 6 : 14
  Die Summenformel der Verbindung könnte also z. B. C_3H_7 oder C_6H_{14} sein. Die relativen Massen dieser Substanzen wären 43 u bzw. 86 u.
- Aus dem Massenspektrum der Probe (siehe **Abb. 144.2**) ergibt sich die relative Masse von 86 u.
  Die unbekannte Substanz besitzt daher die Summenformel C_6H_{14}.

Ermittlung der Molekülstruktur *(determination of molecular structure)*

Grundsätzlich erfolgt nach der Bestimmung der Summenformel die meist schwierigste Aufgabe, nämlich die Ermittlung der **Struktur** einer Verbindung. Bei einfachen Verbindungen, wie im hier dargestellten Beispiel 13.1, wäre für einen Chemiker aus dem Massenspektrum bereits auch die Struktur erkennbar.

Zur Strukturaufklärung werden verschiedene Methoden eingesetzt, die besonders bei komplizierten Verbindungen nur in Kombination miteinander und oft erst nach jahrelanger Forschung zum Ziel führen.

Ein Beispiel für eine derartige Methode bildet die **Infrarot-Spektroskopie (IR-Spektroskopie)**. Dazu wird die zu analysierende Probe von IR-Licht durchstrahlt, dessen Wellenlänge gleichmäßig verändert wird. Die Intensität des durch die Probe hindurchgehenden Lichtes wird gemessen. So wie bei einem alten Auto bei unterschiedlichen Geschwindigkeiten, d. h. unterschiedlichen Drehzahlen des Motors und damit unterschiedlichen Frequenzen, einzelne Teile klappern, werden durch Licht unterschiedlicher Wellenlänge einzelne Teile eines Moleküls zum Schwingen angeregt. Ist das der Fall, wird Energie verbraucht, und dadurch wird die Intensität des hindurchtretenden Lichtes bei der betreffenden Wellenlänge vermindert. Es entsteht ein IR-Spektrum, das eine Art „Fingerabdruck" der Substanz darstellt. Die einzelnen Spitzen („Peaks", „Banden") im Spektrum, die bei ganz bestimmten Wellenlängen auftreten, sind für das jeweilige Molekül charakteristisch.

Dasselbe Prinzip wird übrigens nicht nur mit IR-Licht, sondern auch mit UV und vor allem mit sichtbarem Licht angewendet. Diese beiden Analysemethoden eignen sich jedoch nicht oder nur sehr bedingt für die Strukturaufklärung einer chemischen Verbindung.

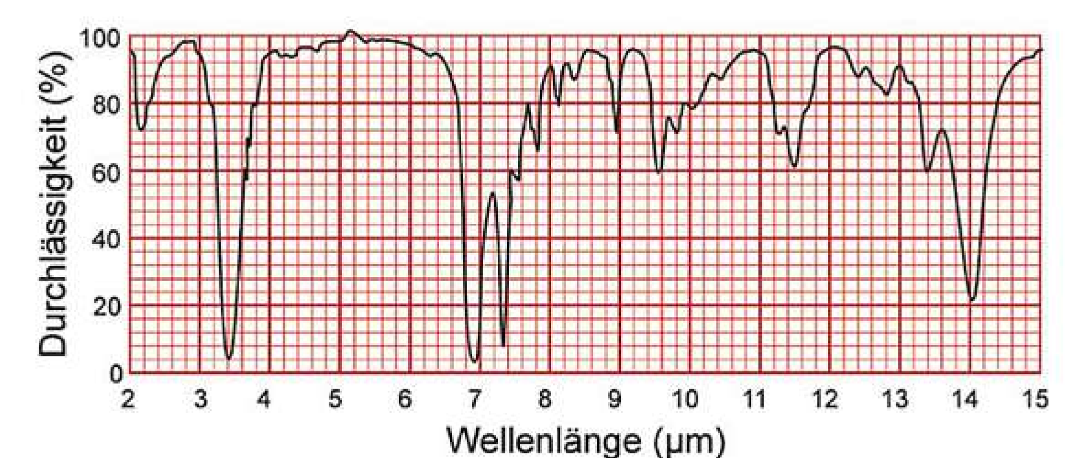


Abb. 145.2 *IR-Spektrum der Probe*

Beispiel 13.1 (Fortsetzung)

Ermittlung der Strukturformel

Aufgrund des IR-Spektrums der unbekannten Probe (siehe **Abb. 145.2**) lässt sich die Strukturformel bestimmen. Damit ist letzten Endes die unbekannte Substanz eindeutig charakterisiert: Es handelt sich um einen kettenförmigen, unverzweigten Kohlenwasserstoff mit der Summenformel C_6H_{14}.

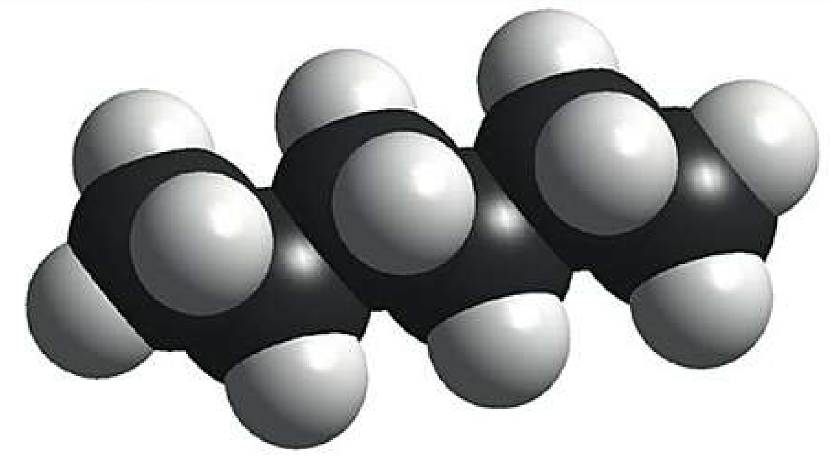


Abb. 146.1 *Molekülmodell von C_6H_{14}*

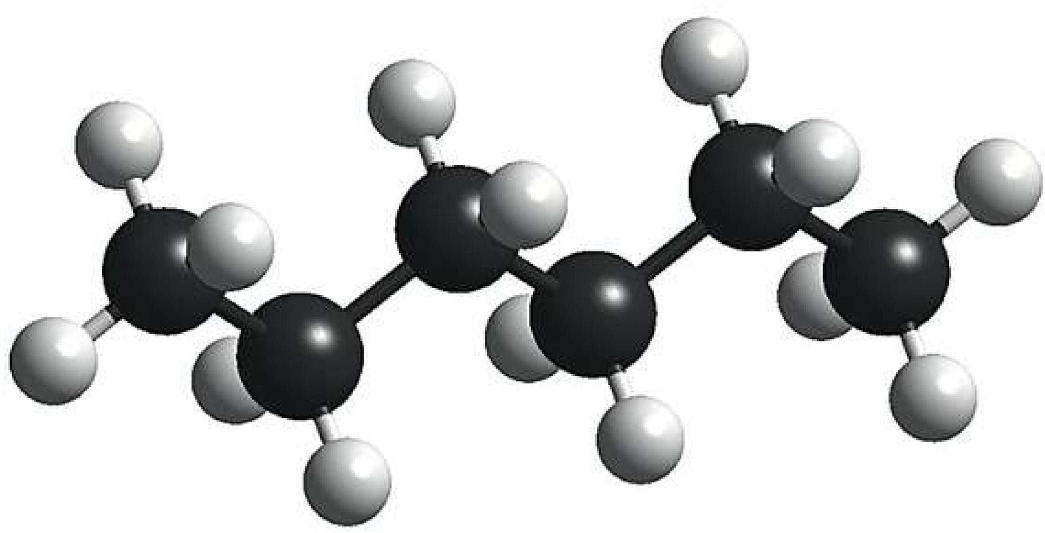


Abb. 146.2

Drehung um 90°

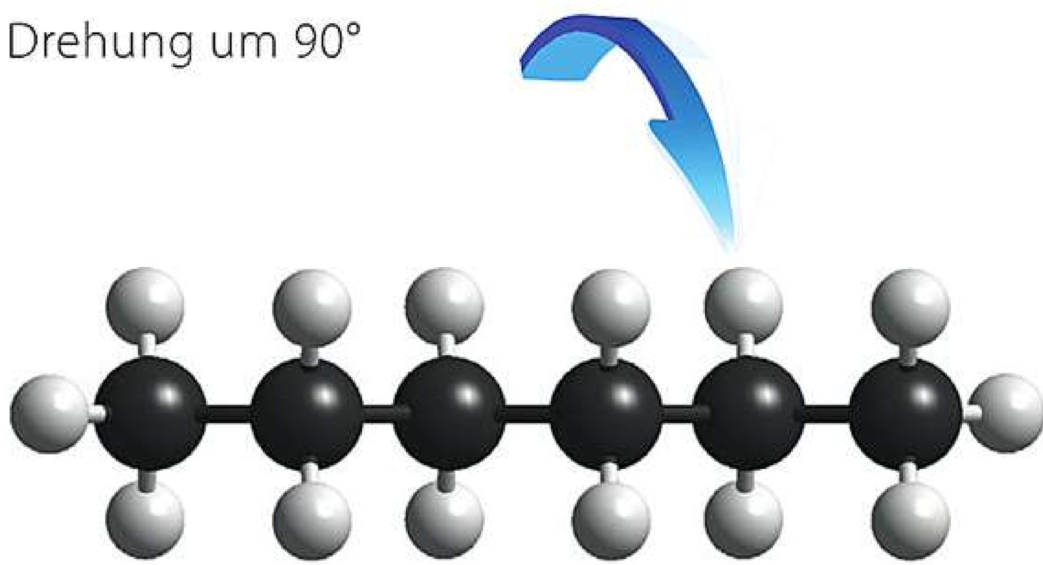


Abb. 146.3

Drehung um 90° und Weglassen der H-Atome

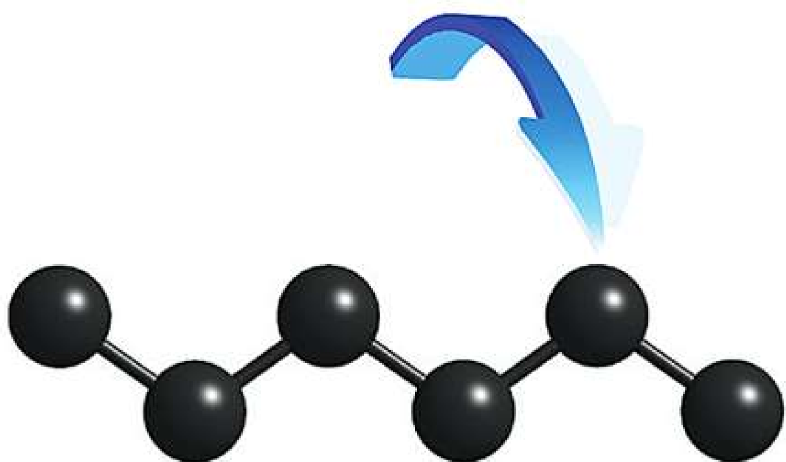
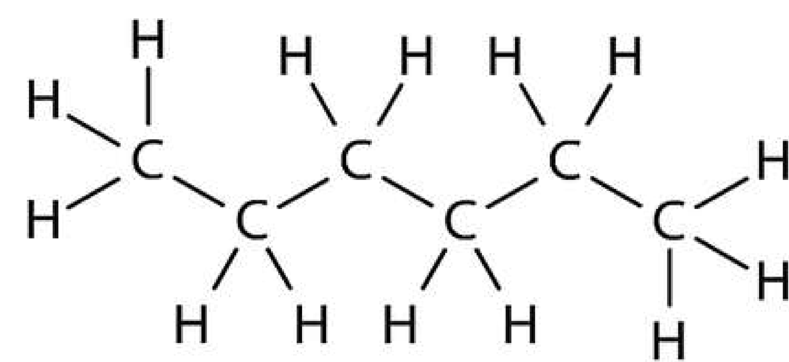


Abb. 146.4

Darstellung des Moleküls durch Strukturformeln

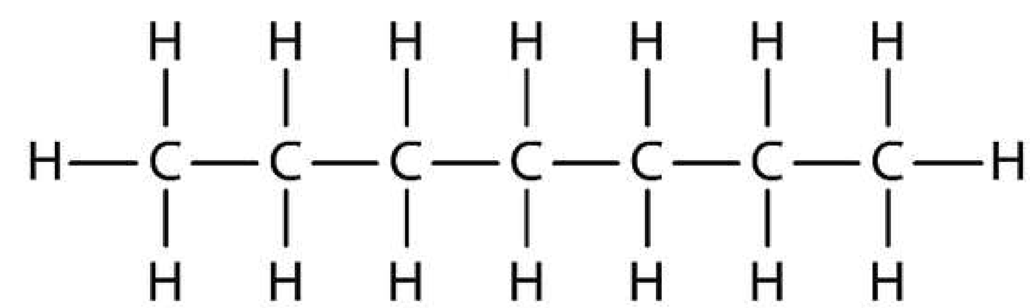
- Aufgrund des Tetraederwinkels sind Kohlenwasserstoffgerüste gewinkelt gebaut. Um den tatsächlichen Aufbau eines Moleküls wiederzugeben, müsste auch die Strukturformel *(structural formula)* einen ähnlich gewinkelten Aufbau zeigen:

  Molekülmodell siehe **Abb. 146.2**

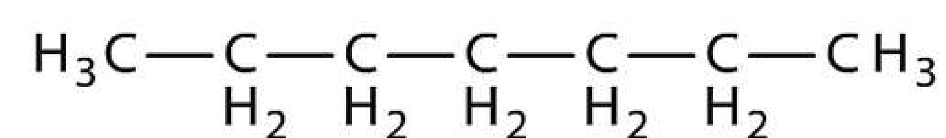


- Der Einfachheit halber werden die Strukturen jedoch meist nicht gewinkelt, sondern geradlinig geschrieben.

  Molekülmodell siehe **Abb. 146.3**



- Da diese Schreibweise besonders bei komplizierten organischen Verbindungen sehr unübersichtlich wird, schreibt man die Wasserstoffatome meist neben das jeweilige Kohlenstoffatom und erhält so die **Halbstrukturformel**:



- Für lange Ketten und besonders für ringförmige Verbindungen werden die Symbole von Wasserstoff und Kohlenstoff gänzlich weggelassen. Es werden nur mehr die Kohlenstoff-Kohlenstoff-Bindungen sowie „Fremdatome" im Molekül, wie Sauerstoff, Stickstoff u. Ä., geschrieben. Da die Darstellung ansonsten nicht eindeutig wäre, muss wieder auf die gewinkelte Struktur Rücksicht genommen werden:

  Molekülmodell siehe **Abb. 146.4**



Übungen

Bei diesen Übungen kannst du grundlegende Fachbegriffe, Symbole und die Formelsprache der organischen Chemie wiedergeben.

Ü 13. 3 Bei der Elementaranalyse werden von einer unbekannten Substanz, die nur aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff besteht, 0,15 g verbrannt. Man erhält 0,4488 g Kohlendioxid und 0,2448 g Wasser.

Ermittle:

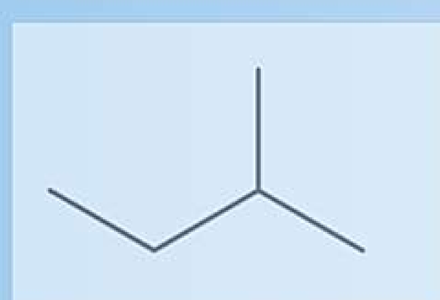
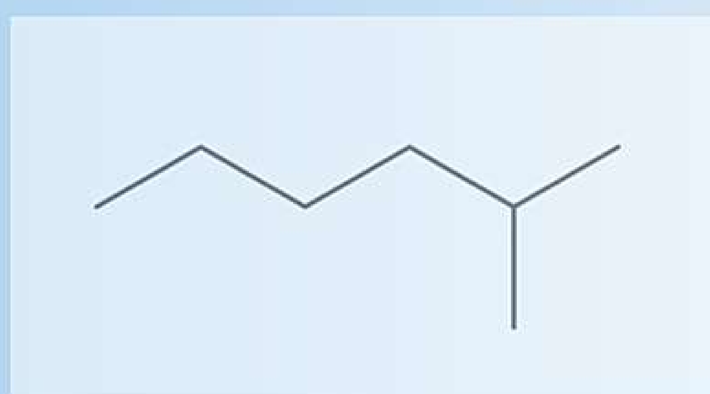
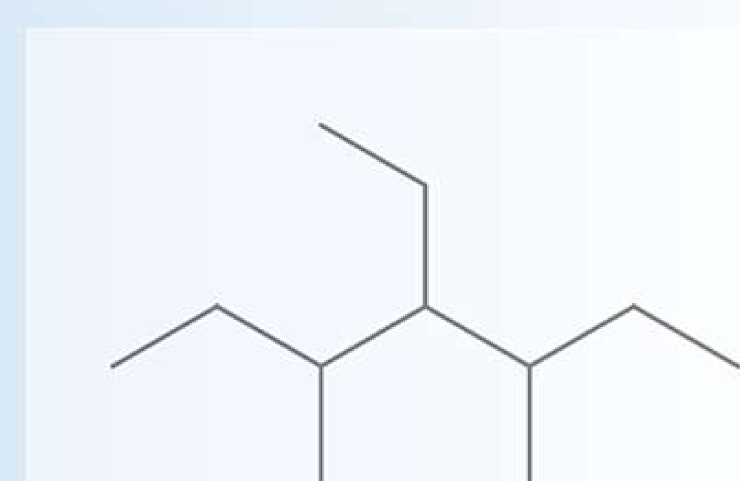
a) Aus wie viel Prozent Kohlenstoff bzw. Wasserstoff besteht die Probe?

b) Welches Zahlenverhältnis besteht zwischen der Anzahl der Kohlenstoffatome und der Anzahl der Wasserstoffatome in der Probe? Welche Summenformeln könnten in Frage kommen?

c) Im Massenspektrum der unbekannten Probe zeigt der Peak mit der größten Masse den Wert 44 u. Gib von der unbekannten Probe die Strukturformel, Halbstrukturformel sowie Summenformel an.

Ü 13.4 Zeichne von folgenden Molekülen die Halbstrukturformeln und gib die Summenformeln an:



13.3 Alkane – Homologe Reihe *(the alkanes – homologous series)*

Wenn in einem Kohlenwasserstoff-Molekül nur Kohlenstoff-Kohlenstoff-Einfachbindungen vorhanden sind, spricht man von **gesättigten Kohlenwasserstoffen**. Diese nennt man **Alkane** *(alkanes)*.

Neben den Alkanen kennt man noch viele andere Gruppen von Kohlenwasserstoffen (z. B. Alkene, Alkine, Cycloalkane u. a.). Sie alle sind im Erdöl enthalten und werden in einer Raffinerie durch fraktionierte Destillation voneinander getrennt.

Merk & Würdig

Alkane *(alkanes)* sind **aliphatische gesättigte Kohlenwasserstoffe** *(aliphatic saturated hydrocarbons)*.

Das sind kettenförmige Kohlenwasserstoffe, in denen die Kohlenstoffatome nur durch **Einfachbindungen** miteinander verknüpft sind.

Homologe Reihe der Alkane *(homologous series of the alkanes)*

In gesättigten Kohlenwasserstoffketten trägt (mit Ausnahme der Endglieder) jedes Kohlenstoffatom zwei Wasserstoffatome. Die beiden endständigen Kohlenstoffatome sind mit drei Wasserstoffatomen verknüpft. Reiht man die Alkane nach steigender Anzahl von Kohlenstoffatomen, so ergibt sich deren **homologe**[1)] **Reihe** (*homologous series of the alkanes*). Mit zunehmender Kettenlänge ändern sich auch die Eigenschaften der Substanzen (siehe Seite 150).

Merk & Würdig

Homologe Reihe nennt man Verbindungen, deren aufeinanderfolgende Glieder **(Homologe)** sich durch den Mehrgehalt einer **CH_2-Gruppe** voneinander unterscheiden.

[1)] „homo" (griech.) = „gleich", „logo" (griech.) = „Sinn"; homolog = gleichbedeutend, übereinstimmend

Name	Summenformel	Strukturformel
Methan *(methane)*	CH_4	CH_4
Ethan *(ethane)*	C_2H_6	$CH_3 - CH_3$
Propan *(propane)*	C_3H_8	$CH_3 - CH_2 - CH_3$
Butan *(butane)*	C_4H_{10}	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
Pentan *(pentane)*	C_5H_{12}	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
Hexan *(hexane)*	C_6H_{14}	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
Heptan *(heptane)*	C_7H_{16}	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
Octan *(octane)*	C_8H_{18}	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
Nonan *(nonane)*	C_9H_{20}	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
Decan *(decane)*	$C_{10}H_{22}$	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
	…	
	C_nH_{2n+2}	**Allgemeine Summenformel**

Tabelle 148.1 *Die ersten 10 Glieder der homologen Alkanreihe*

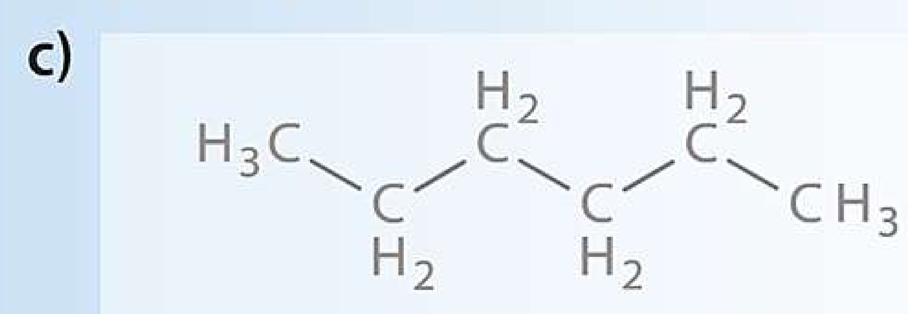
Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du grundlegende Fachbegriffe und Formelsprache der Chemie wiedergeben. Du kannst technologische Verfahren zur Gewinnung von Rohstoffen aus Erdöl beschreiben und spezifische Informationen aus dem Internet beschaffen.

Ü 13.5 Suche im Internet „Die virtuelle Erdölraffinerie" und beantworte folgende Fragen:
a) Welche Eigenschaft der Stoffe verwendet man zu ihrer Trennung durch Destillation?
b) Was ist der Unterschied zwischen „atmosphärischer Destillation" und „Vakuumdestillation"?
c) Welche Produkte erhält man bei der atmosphärischen Destillation?

Ü 13.6 *What is a saturated aliphatic hydrocarbon? Give an example.*

Ü 13.7 Definiere den Begriff „homologe Reihe".

Ü 13.8 Gib die Namen und Halbstrukturformeln der jeweils homologen Verbindungen folgender Substanzen an:
a) Propan **b)**  **c)** 

Ü 13.9 Wie heißt die Summenformel eines Alkans mit 15 Kohlenstoffatomen?

Ü 13.10 Ein Alkan besitzt 26 Kohlenstoffatome. Welche Summenformel besitzt es?

Merk & Würdig

Isomerie nennt man die Erscheinung, dass zwei oder mehrere Verbindungen **(Isomere)** mit derselben Summenformel verschiedene Strukturen und damit verschiedene Eigenschaften besitzen.

Alkan	Zahl der möglichen Isomeren
C_5H_{12}	3
$C_{10}H_{22}$	75
$C_{20}H_{42}$	366 319
$C_{40}H_{82}$	62 491 178 805 831

Tabelle 148.2

13.4 Alkane – Isomerie *(the alkanes – isomerism)*

Von den ersten drei Gliedern der homologen Alkanreihe kennt man jeweils nur eine „Art". Es gibt aber bereits zwei Butane mit derselben Summenformel C_4H_{10}, nämlich eines mit einer unverzweigten Kette und eines mit einer verzweigten Kette.



Abb. 148.1

Aufgrund ihres unterschiedlichen räumlichen Aufbaues unterscheiden sie sich in ihren Eigenschaften deutlich voneinander. Verbindungen mit gleicher Summen- und verschiedener Strukturformel nennt man Isomere. Mit zunehmender Zahl der Kohlenstoffatome steigt die Zahl der möglichen Isomeren einer Verbindung beträchtlich an, wie die Computerberechnung in **Tabelle 148.2** zeigt.

Übungen

Mithilfe der folgenden Übungen zeigst du, dass du grundlegende Fachbegriffe der organischen Chemie wiedergeben und begründen kannst:

Ü 13.11 Zeichne die Halbstrukturformeln von allen Isomeren folgender Alkane:

a) Pentan

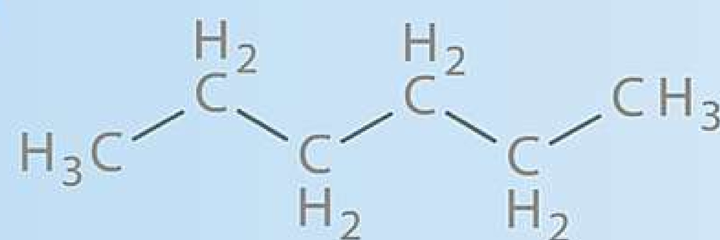
b) Hexan

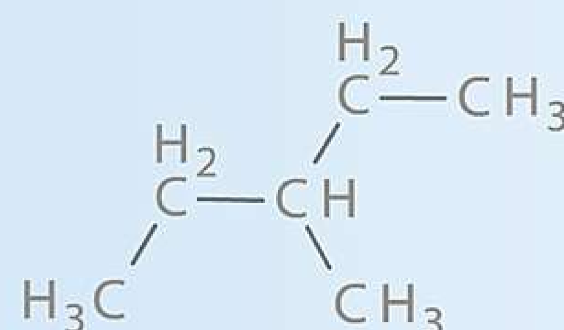
Ü 13.12 Sind folgende Verbindungen jeweils isomer? Begründe deine Antwort!

a)



b)





13.5 Alkane – Nomenklatur *(the alkanes – nomenclature)*

Da es mit zunehmender Anzahl von Verbindungen immer schwieriger und vor allem unübersichtlicher wird, jeder einzelnen Verbindung einen sogenannten **Trivialnamen** zu geben (z. B. Namen, die sich von ihren Vorkommen ableiten o. Ä.), wurden international verbindliche Benennungsvorschriften (**Nomenklatur**, *nomenclature*) für chemische Substanzen eingeführt. Für die Regelung der Namensgebung (siehe **Tab. 150.1**) ist die **IUPAC** (**I**nternational **U**nion of **P**ure and **A**pplied **C**hemistry) zuständig.

1.	**Alle unverzweigten Alkane nennt man Normal-Alkane (n-Alkane, z. B. n-Heptan).**	
2.	**Um bei verzweigten Alkanen den richtigen Namen zu finden, geht man zweckmäßigerweise nach folgendem Schema vor:**	
a)	Man bestimmt zunächst im Molekül die längste durchgehende Kohlenstoffkette **(Hauptkette)** und benennt sie gemäß ihrer Kohlenstoffzahl:	$CH_3-CH_2-CH_2-C(CH_2CH_3)(CH_3)-CH_2-CH(CH_3)-CH_3$ heptan
b)	Man setzt die Namen der **Seitengruppen** in alphabetischer Reihenfolge vor den Namen der Hauptkette. (Die einwertigen Reste, die sich von den Alkanen durch Weglassen eines H-Atoms ableiten lassen, nennt man **Alkyle**, z. B. $-CH_3$ Methyl, $-CH_2-CH_3$ Ethyl):	Ethyl-methylheptan
c)	Sind im Molekül mehrere gleiche Seitengruppen vorhanden, stellt man entsprechende Zahlwörter (di = zwei, tri = drei, tetra = vier usw.) vor ihren Namen:	Ethyl-dimethylheptan
d)	Um anzugeben, an welcher Stelle der Hauptkette die Seitenketten gebunden sind, wird die Hauptkette durchnummeriert, sodass die Verzweigungsstellen möglichst niedrige Zahlenwerte annehmen:	richtig (Nummerierung 7-6-5-4-3-2-1) / falsch (Nummerierung 1-2-3-4-5-6-7)
e)	Die Nummer des Kohlenstoffatoms, das die Seitengruppe(n) trägt, wird vor dessen Namen geschrieben: **4-Ethyl-2, 4-dimethylheptan**	

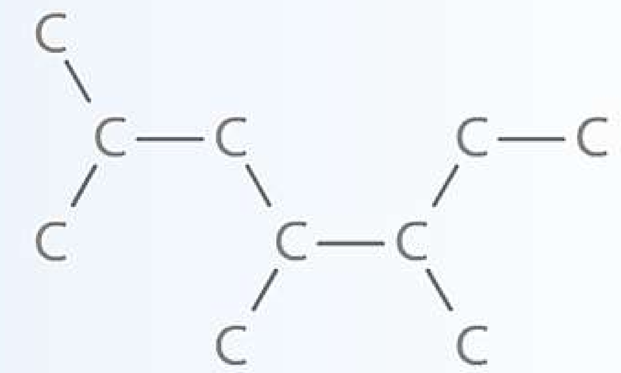
Tabelle 149.1 *IUPAC-Vorschrift zur Benennung von Alkanen*

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du die IUPAC-Regeln auf einige Beispiele anwenden.

Ü 13.13 Benenne gemäß IUPAC alle Isomere von **a)** Pentan und **b)** Hexan (Siehe Ü 13.11).

Ü 13.14 Ergänze in nebenstehendem Kohlenstoffgerüst die Wasserstoffatome, gib die Summenformel an und benenne die Verbindung gemäß IUPAC.



Ü 13.15 Zeichne die Halbstrukturformeln von 2,2-Dimethylpentan; n-Heptan; 2,3,4-Trimethylhexan.

Ü 13.16 Sind n-Hexan und 2,3-Dimethylbutan isomer? Begründe deine Antwort!

Ü 13.17 Warum ist es wichtig, eine international einheitliche Nomenklatur chemischer Verbindungen zu haben?



Abb. 150.1 *Campingkocher*



Abb. 150.2 *Verwendung von Propan und Butan*

13.6 Alkane – Eigenschaften *(properties of the alkanes)*

Experiment

Diese Experimente kannst du selber durchführen.

1. Vermische etwas festes Paraffin mit einigen Millilitern Hexan.
2. Vermische in einem anderen Reagenzglas etwa 5 ml Hexan und 5 ml destilliertes Wasser. Schüttle die Mischung.
3. Gib in einem dritten Reagenzglas zu etwas Butter (keine Margarine!) etwa 10 ml Hexan.

Beobachte:

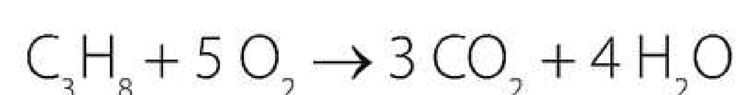
Zu 1: Löst sich das Paraffin in Hexan auf?

Zu 2: Sind Wasser und Hexan mischbar? Entsteht eine homogene Mischung?

Zu 3: Löst sich ein Fett in Hexan auf?

Protokolliere und interpretiere die Ergebnisse in einigen kurzen Sätzen:

- CH_4 bis C_4H_{10} sind **farblose Gase**.
- C_5H_{12} bis $C_{16}H_{34}$ sind **farblose Flüssigkeiten**, die ab einer Kettenlänge von ca. 10 Kohlenstoffatomen immer dickflüssiger werden.
- Alkane mit mehr als 16 C-Atomen sind **farblose**, **wachsartige Festkörper**.
- Alle Alkane sind **brennbar**. Die gasförmigen Alkane und die Dämpfe der flüssigen Alkane (z. B. Benzindämpfe) sind **explosiv**. Z. B.:

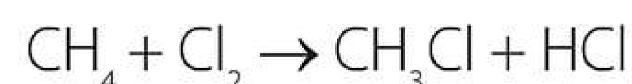


$$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$$

- Alkane sind mit Wasser nicht mischbar, sie sind **hydrophob**[1]. Sie lösen Fett, sind also **lipophil**[2]. (Siehe **Abb. 151.2**) Untereinander sind die Alkane beliebig mischbar. **Lipophile** Stoffe sind gleichzeitig wasserabstoßend, also **hydrophob**. **Hydrophile** Stoffe sind gleichzeitig **lipophob**. Alkane sind daher hydrophob und lipophil. Dieses Phänomen ist aus dem Alltag bekannt. Fettiger Schmutz auf der Hand lässt sich durch Wasser allein nicht abwaschen, das Wasser perlt ab.

  Versuche, die Windschutzscheibe eines Autos mit klarem Wasser zu reinigen: Du scheiterst an dem Schmierfilm, der aus nicht verbrannten Kohlenwasserstoffen von den Autoabgasen besteht.

- Alkane sind relativ **reaktionsträge**.
  Dennoch können unter geeigneten Bedingungen Wasserstoffatome gegen Fremdatome ausgetauscht werden. Wird beispielsweise Methan und Chlor einige Zeit belichtet, so entweicht Chlorwasserstoff und man erhält ein Produkt, bei dem ein Wasserstoffatom gegen ein Chloratom ersetzt **(substituiert**[3]**)** wurde (Chlormethan – CH_3Cl). Je nach Verhältnis von Methan zu Chlor können auch zwei, drei oder alle vier Wasserstoffatome substituiert werden (es bilden sich dann Dichlormethan – CH_2Cl_2, Trichlormethan – „Chloroform“ – $CHCl_3$ oder Tetrachlormethan – CCl_4).



$$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$$

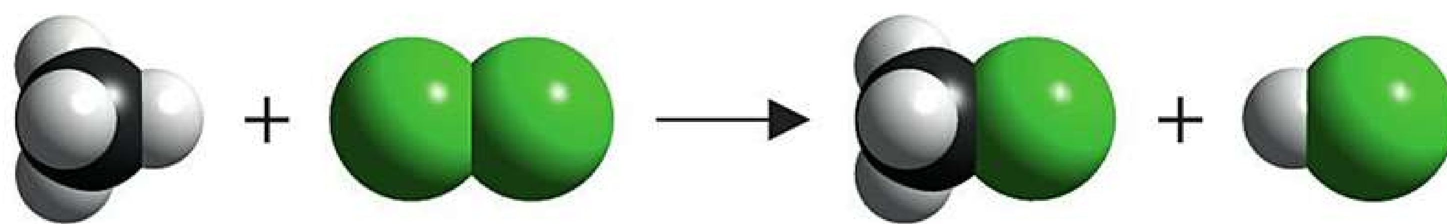


Abb. 151.3



Abb. 151.1 *Wasser perlt an einer hydrophoben Oberfläche ab.*

Merk & Würdig

Lipophil *(lipophilic)* ist gleichzeitig hydrophob *(hydrophobic)*

hydrophil *(hydrophilic)* ist gleichzeitig lipophob *(lipophobic)*

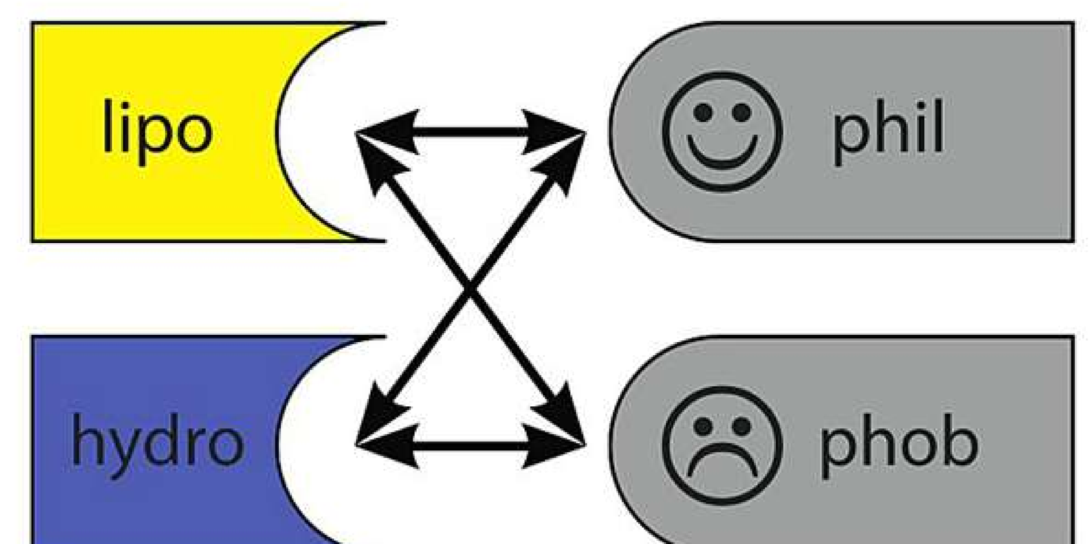


Abb. 151.2

Merk & Würdig

Bei einer **Substitutionsreaktion** *(substitution reaction)* werden einzelne Atome oder Atomgruppen gegen andere ausgetauscht (substituiert).

Thema & Gesellschaft

LINZ. Tödlich endete für einen 15-Jährigen am Dienstag in Linz das Schnüffeln von Gas.

Der 15-Jährige war nach der Inhalation von Butangas an Atemstillstand durch Lungenversagen gestorben.

„Wir haben in jüngster Zeit vermehrt Fälle, bei denen es durch Gasschnüffeln einerseits zu Explosionen, andererseits zu schweren Gesundheitsschädigungen kommt“, sagen Ermittler des Landeskriminalamtes (…).

Die Gemische aus Propan und Butan in Treibgasen führen rasch zu Bewusstseinstrübung, so dass der Benützer das weitere Einatmen der Gase kaum noch steuern kann. Die Folgen sind lebensgefährliche Herzrhythmusstörungen, Verkrampfungen der Atemwege sowie Hirnschädigungen, die innerhalb weniger Minuten eintreten. Auch nach einer Wiederbelebung lassen sich diese Hirnschäden durch Gas nicht mehr rückgängig machen und führen zu schweren Behinderungen. (…)

Hauptsächlich werden Haushalts- und Industrieprodukte geschnüffelt, wie zum Beispiel Klebstoffe und Klebstoffverdünner, Lacke jeder Art, Farbverdünner, Fleckentferner, Feuerzeuggas, Nagellack und Nagellackentferner, Haarsprays, Schuhsprays, Filzschreiber und Benzin.

OÖN, 25.3.2011

[1] „hydor“ (griech.) = „Wasser“, „phob“ (griech.) = „scheu“; „hydrophob“ = „wasserabstoßend“
[2] „lipos“ (griech.) = „Fett“, „philos“ (griech.) = „freundlich“; „lipophil“ = „fettlösend“
[3] „substituere“ (lat.) = „ersetzen“

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du einen Bezug herstellen zwischen Eigenschaften von Kohlenwasserstoffen und Alltagserfahrungen.

Ü 13.18 Wie heißen die Namen der ersten zehn Glieder der homologen Reihe der Alkane? Zeichne ihre Strukturformeln und gib die Summenformeln an.

Ü 13.19 Flüssige Alkane wie z. B. das Hexan lösen Fette. Was passiert, wenn man Margarine in Hexan auflöst? (Hinweis: Margarine ist eine feste Emulsion aus Speiseölen und Wasser).

Ü 13.20 Stelle die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Hexan auf.

Ü 13.21 Welche Endprodukte sind bei der Substitutionsreaktion zu erwarten, wenn man 1 mol CH_4 mit 2, 3 bzw. 4 mol Cl_2 reagieren lässt? Formuliere die Reaktionsgleichungen.

Ü 13.22 Mit welchem Lösungsmittel könnte man z. B. auf einer Glasplatte Reste von Paraffin entfernen?

Ü 13.23 Nenne einige Verwendungen von gasförmigen, flüssigen und festen Alkanen.

Merk & Würdig

Aliphatisch ungesättigte Kohlenwasserstoffe sind kettenförmig und besitzen mindestens eine Mehrfachbindung (Doppel- oder Dreifachbindung).

13.7 Ungesättigte Kohlenwasserstoffe *(unsaturated hydrocarbons)*

Wenn in einem Molekül wenigstens zwei Kohlenstoffatome über eine Mehrfachbindung miteinander verknüpft werden, spricht man von **ungesättigten Verbindungen**.

Die Ähnlichkeit in der Struktur kommt ebenso wie bei den Alkanen wieder in der **Endung des Namens** zum Ausdruck. So besitzen Verbindungen mit einer Doppelbindung die Endung **-en**, solche mit einer Dreifachbindung die Endung **-in**.

Alkene *(alkenes)* besitzen eine Doppelbindung, **Alkine** *(alkines)* eine Dreifachbindung.

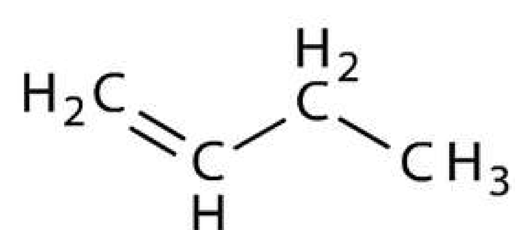
Nomenklatur der ungesättigten Kohlenwasserstoffe
(nomenclature of unsaturated hydrocarbons)

Die Benennung der ungesättigten Kohlenwasserstoffe erfolgt grundsätzlich nach den Vorschriften für die Alkane. Zusätzlich müssen noch Anzahl und Lage der Mehrfachbindungen angegeben werden:

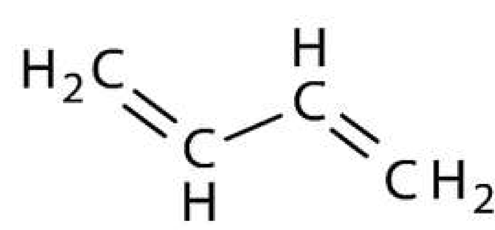
Art der Bindungen	Anzahl	Stammname[1]	Zahlenwert	Endung	Name
Einfach-	–	Alk-	–	-an	Alkan
Doppel-	1	Alk-	–	-en	Alken
	2, 3, 4, …	Alka-	-di-, -tri-, -tetra-, …		Alkadien
Dreifach-	1	Alk-	–	-in	Alkin
	2, 3, 4, …	Alka-	-di-, -tri-, -tetra-, …		Alkadiin

Tabelle 152.1

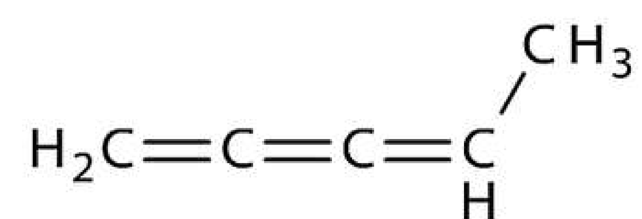
Die Lage der Mehrfachbindung wird durch die Nummer des C-Atoms angegeben, bei dem die Mehrfachbindung beginnt. Sie muss wieder den kleinsten möglichen Zahlenwert besitzen, z. B.:



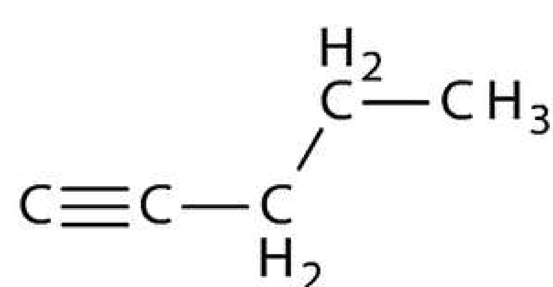
But-1-en



Buta-1,3-dien



Penta-1,2,3-trien



Pent-1-in



Penta-1,3-diin



Hexa-1,3,5-triin

Tabelle 152.2

[1] Die Stammnamen ergeben sich aus der homologen Reihe der Alkane, wenn man die Endung „-an“ weglässt.

Eigenschaften der ungesättigten Kohlenwasserstoffe

(properties of unsaturated hydrocarbons)

- Ungesättigte Kohlenwasserstoffe sind wie die Alkane **hydrophob** und **lipophil**.
- Mit zunehmender Kettenlänge steigen wie bei den Alkanen Schmelz- und Siedepunkte an.
- Ungesättigte Kohlenwasserstoffe sind wie die Alkane brennbar und die Gas-Luft-Gemische explosiv, z. B.:
  Ethen: $C_2H_4 + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 2\,H_2O$
  Ethin: $2\,C_2H_2 + 5\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 2\,H_2O$
- Ungesättigte Kohlenwasserstoffe sind **wesentlich reaktionsfähiger als Alkane**. Ihre typische Reaktion ist die **Additionsreaktion**.

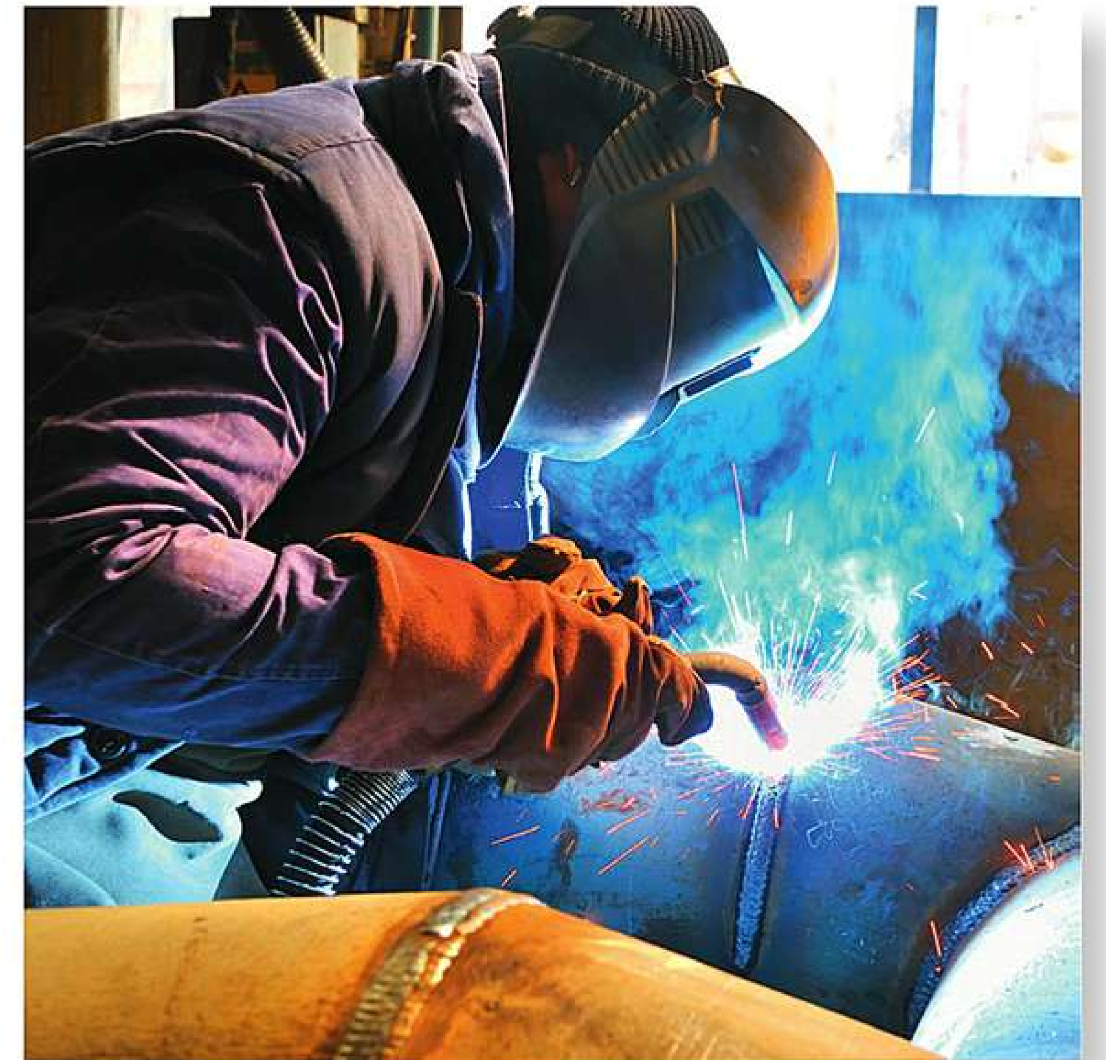


Abb. 153.1 *Beim Schweißen wird Ethin als Brenngas verwendet.*

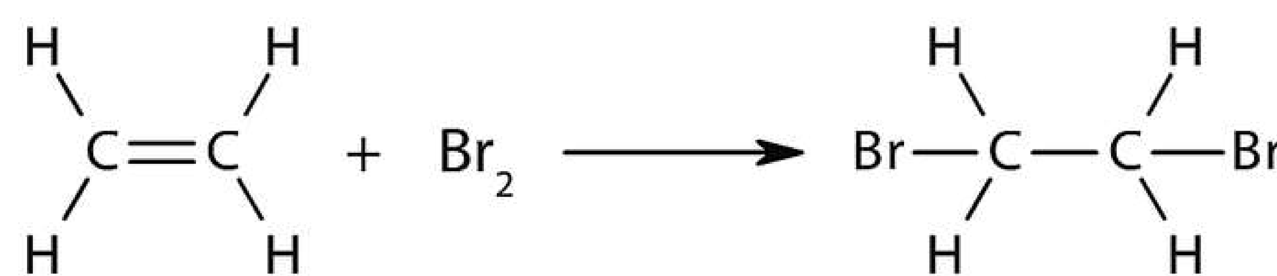
Experiment

Additionsreaktion:

Leitet man Ethen oder Ethin durch braunes Bromwasser, so tritt nach kurzer Zeit Entfärbung ein. Das Brom wurde durch Aufspaltung der Mehrfachbindung an das Molekül gebunden.

Diese Additionsreaktion wird auch in der analytischen Chemie zum Nachweis von Mehrfachbindungen verwendet.

Bei der Additionsreaktion wird innerhalb der Mehrfachbindung die schwächere π-Bindung aufgespalten. Die σ-Bindung bleibt unverändert.



Ethen + Brom → 1,2-Dibromethan





Abb. 153.2

Merk & Würdig

Bei einer **Additionsreaktion** werden Atome oder Atomgruppen an das Molekül gebunden. Dies geschieht unter Aufspaltung einer π-Bindung in einer Mehrfachbindung.

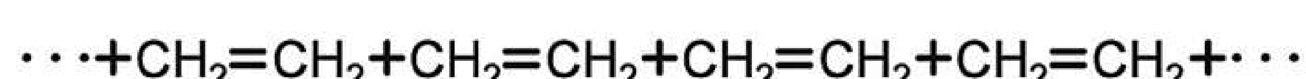
- Bei der **Additionspolymerisation** entstehen durch fortgesetzte Addition ungesättigter Moleküle (z. B. Ethen, Propen) Makromoleküle („Riesenmoleküle") mit Kettenlängen von einigen Hundert bis einigen Tausend Kohlenstoffatomen.

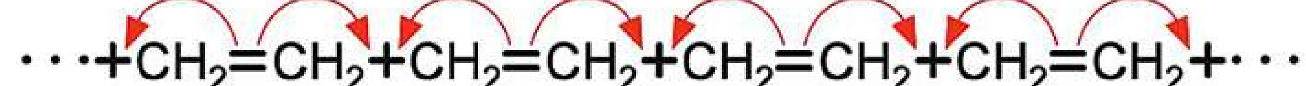
Merk & Würdig

Polymerisation ist die Verknüpfung von Einzelmolekülen **(Monomeren)** zu **Makromolekülen (Polymeren)**.

Beispiel 13.2

Additionspolymerisation von Ethen zu Polyethen:







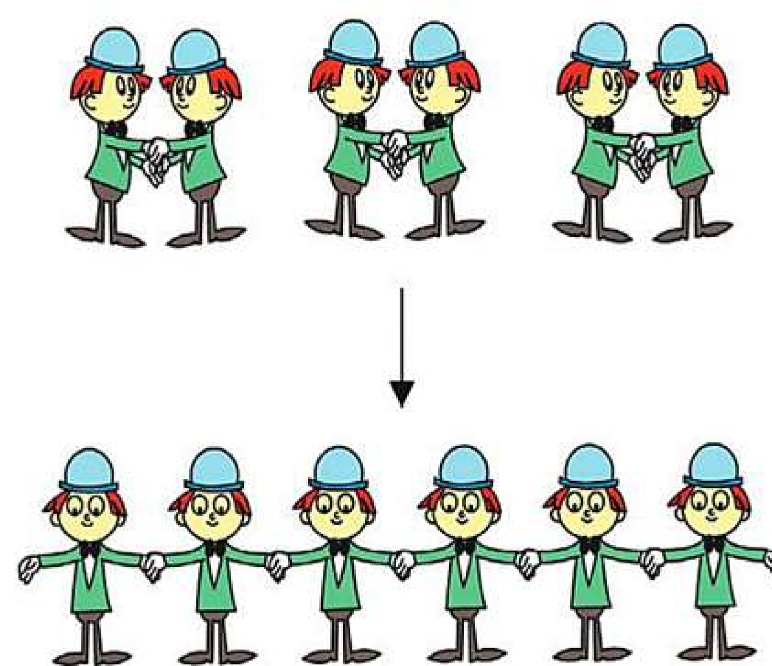


Abb. 153.4 *Modellvorstellung zur Polymerisation*



Abb. 153.3 *Viele Alltagsprodukte bestehen aus Polyethen.*

Damit die einzelnen Monomere überhaupt erst reagieren können, sind sogenannte **Starter** (Katalysatoren) notwendig. Sie brechen die Doppelbindungen auf und machen die Moleküle dadurch reaktionsfähig.

Thema & Gesellschaft

Im Nordpazifik dreht sich ein gigantischer Müllstrudel

„Great Pacific Garbage Patch" gefährdet Meerestiere

Los Angeles: Zahnbürsten, Kuscheltiere, Chipssackerln, Kunststoffflaschen und Millionen Tonnen Plastikteilchen in unterschiedlichster Form und Größe – rund 1600 Kilometer vor der kalifornischen Küste befindet sich ein Plastikmüllstrudel von gewaltigen Ausmaßen, der nicht umsonst als „Great Pacific Garbage Patch" bezeichnet wird. Seine Größe wird auf etwa 700 000 Quadratkilometer geschätzt – mehr als achtmal so groß wie ganz Österreich. (…)

Der Müll wird vor allem von Flüssen ins Meer transportiert, doch auch Schiffsbesatzungen beseitigen ihre Abfälle im Ozean. Aufgrund von Strömungen sammeln sich die Kunststoffteile dann eben im „Great Pacific Garbage Patch", durch Umwelteinflüsse teilweise bis auf Konfettigröße zerrieben.

(…) Für die nordpazifische Fauna birgt der Müllstrudel große Gefahren. Meeresbewohner ersticken an Plastikstücken oder verfangen sich in umhertreibenden Netzen.

Des Öfteren schon stießen Forscher auf Seevögel, die kleinste Abfallteilchen mit Nahrung verwechselten und schließlich verhungerten, weil sie außer Plastik nichts im Magen hatten. Außerdem saugen die umhertreibenden Kunststoffpartikel bestimmte Giftstoffe wie ein Schwamm auf, werden von Meerestieren aufgenommen und landen über die Nahrungskette schließlich dort, wo der ganze Mist begann: beim Menschen. (…)

Text: Der Standard, 29./30. 8. 2009

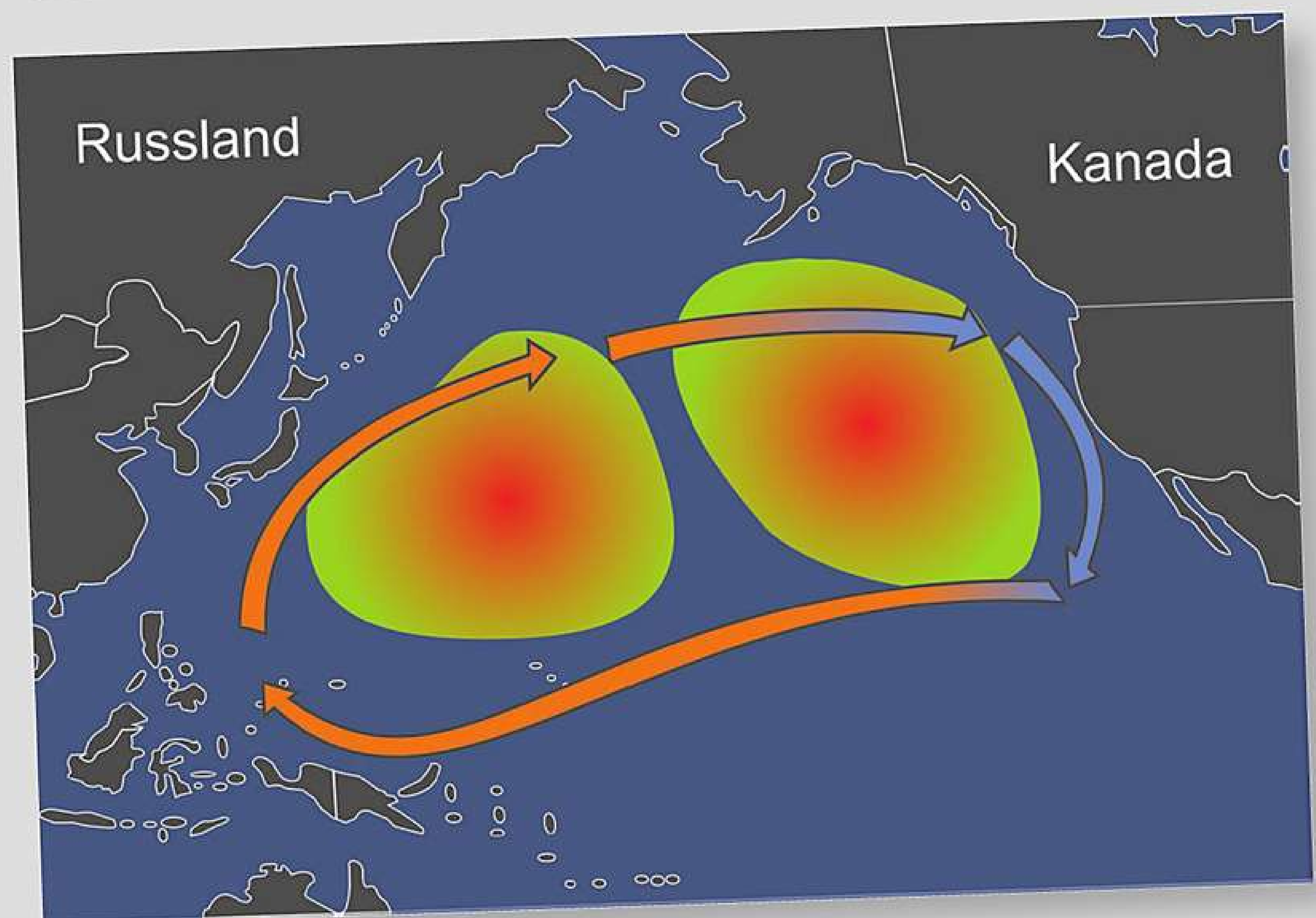


Abb. 154.1 *Die Müllstrudel im Pazifik*

Ergänzung & Ausblick

Ethen ist ein Pflanzenhormon. Durch den Einfluss von Ethen werden Chlorophylle ab- und andere Pflanzenfarbstoffe aufgebaut. Gleichzeitig nimmt die Aktivität von Enzymen zu, die für den Reifeprozess verantwortlich sind. In der Landwirtschaft und der Lebensmittelindustrie wird Ethen daher als Reifebeschleuniger für viele Früchte eingesetzt. Bananen werden z. B. grün geerntet und dann mit Ethen behandelt. Vorzeitige Reifung von Obst und Gemüse kann verhindert werden, indem man die Früchte bei Unterdruck lagert (dadurch wird gebildetes Ethen ständig entfernt) oder luftdicht verpackt (unter dieser Bedingung gibt es keine Bildung von Ethen).

Will man Obst und Gemüse länger als nur ein paar Tage lagern, sollte man unbedingt vermeiden, Äpfel daneben aufzubewahren. Reife Äpfel sondern Ethen ab, das anderes Obst und Gemüse schneller altern bzw. reifen lässt.



Abb. 154.2

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du aufgrund des Molekülbaus der Kohlenwasserstoffe ihre Stoffeigenschaften systematisch begründen und einen Bezug herstellen zwischen ihren Eigenschaften und Allltagserfahrungen.

Ü 13.24 Die allgemeine Summenformel der Alkane ist C_nH_{2n+2}. Was sind die allgemeinen Summenformeln der Alkene bzw. Alkine?

Ü 13.25 Nenne die ersten 9 Glieder (bis C_{10}) der homologen Reihe der Alkene bzw. Alkine.

Ü 13.26 Zeichne die Strukturformeln folgender Moleküle und gib ihre Summenformeln an: Pent-1-en, Pent-1-in, But-2-en, But-2-in, Buta-1,2-dien, Penta-1,3-diin.

Ü 13.27 Vergleiche die Substitutions- mit der Additionsreaktion und erkläre ihre Unterschiede.

Ü 13.28 Ist eine mit Fett verschmierte Bratpfanne hydrophil oder hydrophob?

Ü 13.29 Vergleiche die Eigenschaften der gesättigten und ungesättigten Kohlenwasserstoffe. Welche Eigenschaften sind ähnlich, welche verschieden?

Ü 13.30 Stelle den Ablauf der Polymerisation von Propen zu Polypropen mithilfe von Reaktionsgleichungen dar (vergleiche dazu die oben dargestellte Bildung von Ethen zu Polyethen).

Ü 13.31 Du hast auf einer Glasplatte einige Wachstropfen. Wenn du sie abkratzt bleibt ein Rest zurück. Würdest du diesen mit Wasser oder Fleckbenzin entfernen? Begründe deine Entscheidung!

13.8 Alicyclische Kohlenwasserstoffe *(alicyclic hydrocarbons)*

Aufbau der alicyclischen Kohlenwasserstoffe
(structure of alicyclic hydrocarbons)

Wenn man die beiden Enden einer Kohlenwasserstoffkette (gesättigt oder ungesättigt) miteinander verbindet, entstehen Ringe. Zu ihrer Bezeichnung werden die Namen der entsprechenden aliphatischen Verbindungen mit der Vorsilbe **„Cyclo“** versehen.

Cyclische gesättigte Kohlenwasserstoffe nennt man **Cycloalkane**, cyclische ungesättigte mit einer Doppelbindung **Cycloalkene** usw.

Verbindungen, die sich durch Ringschluss unmittelbar von aliphatischen Verbindungen ableiten, nennt man allgemein auch **alicyclische Verbindungen**. Von ihnen zu unterscheiden sind die völlig anders gebauten aromatischen Kohlenwasserstoffe (siehe Kap. 13.9).

- Die Eigenschaften der **alicyclischen Kohlenwasserstoffe** sind grundsätzlich mit denen der aliphatischen vergleichbar. So sind sie ebenfalls **farblose**, **hydrophobe** und **lipophile**, **brennbare Substanzen**, wobei Schmelz- und Siedepunkte mit zunehmender Kohlenstoffanzahl steigen.
- In Abhängigkeit von der Anzahl der C-Atome im Ring weisen cyclische Kohlenwasserstoffe unterschiedliche Stabilität auf. Am leichtesten bilden sich die **stabilen Fünf-** und **Sechsringe**. Diese sind daher vielfach auch als Bausteine von Naturstoffen anzutreffen. Ringe mit drei bzw. vier Kohlenstoffatomen sind dagegen sehr reaktionsfähig und relativ instabil.
- Je nach Art der im Molekül enthaltenen Bindungen besitzen sie ebenso wie ihre aliphatischen „Verwandten“ unterschiedliches Reaktionsverhalten.

  Die gesättigten Cycloalkane geben eine Substitutionsreaktion, die ungesättigten eine Additionsreaktion.



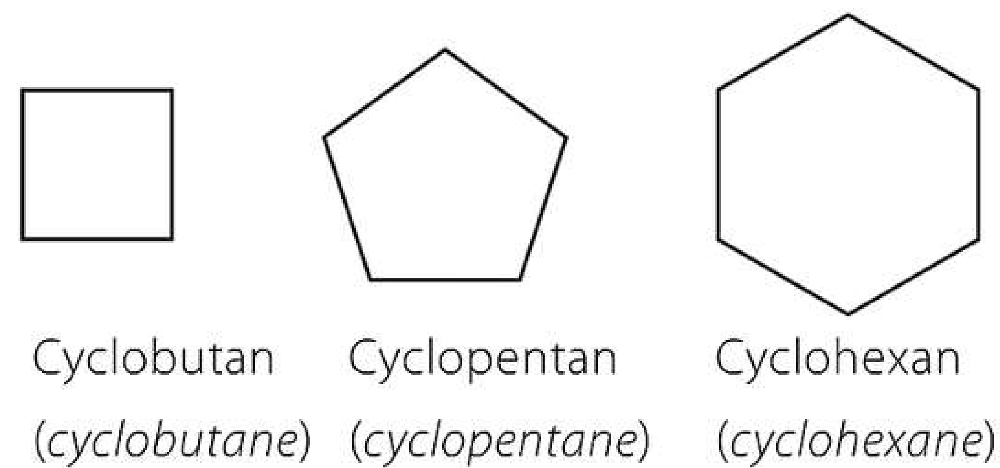
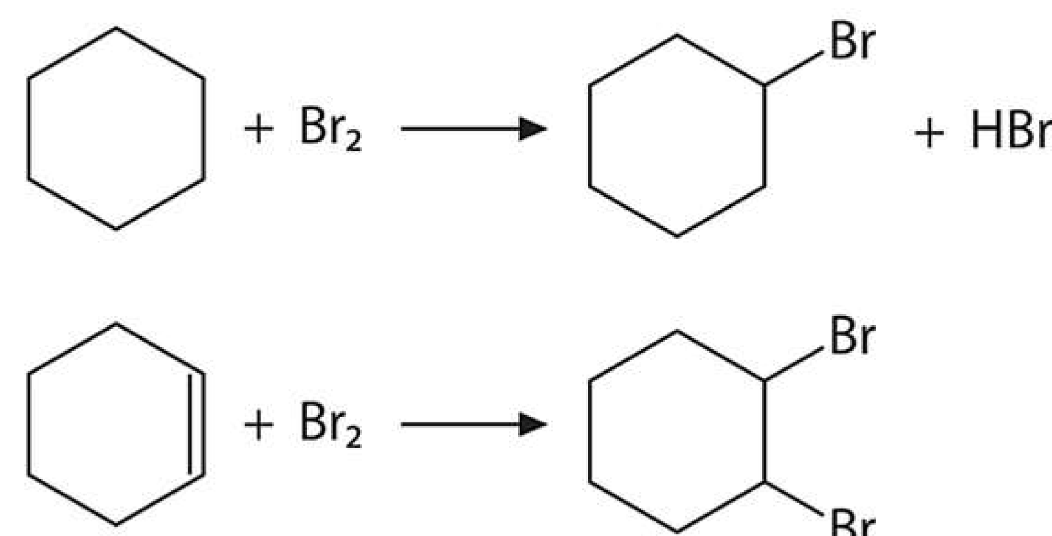


Abb. 155.1

C-C-Winkel in alicyclischen Molekülen

Cyclopropan	60°
Cyclobutan	90°
Cyclopentan	108°
Cyclohexan	120°

Tabelle 155.1



Polycyclische Kohlenwasserstoffe *(polycyclic hydrocarbons)*

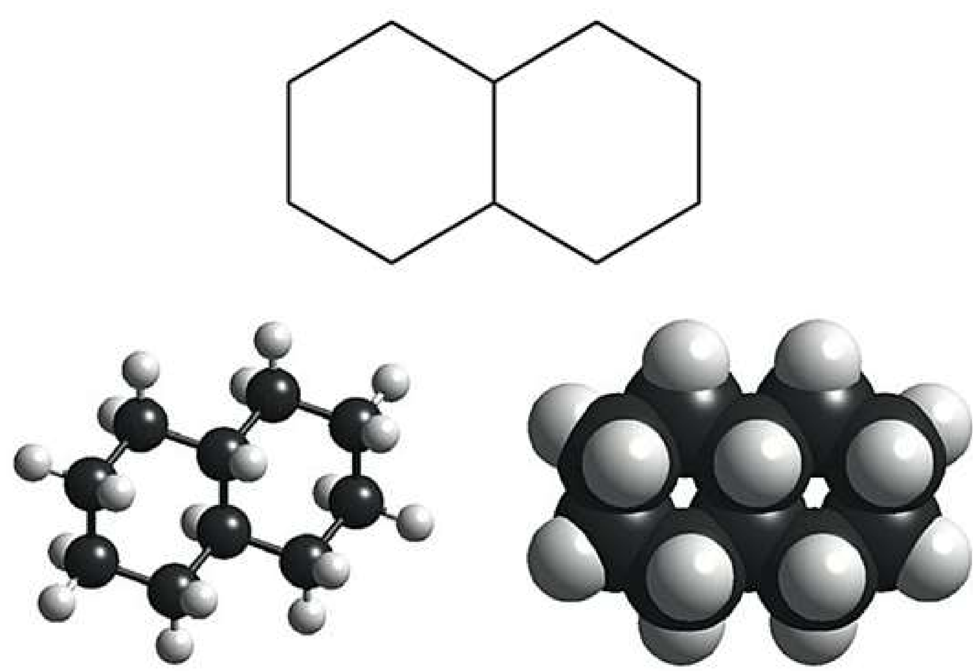


Abb. 156.1 *Dekalin*

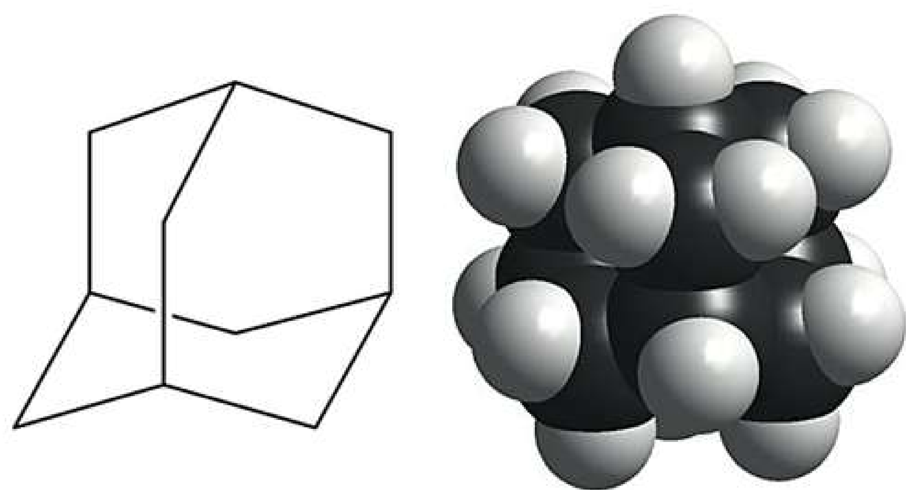


Abb. 156.2 *Adamantan*

Durch Aneinanderreihen mehrerer Alicyclen über gemeinsame Kanten entstehen **polycyclische Verbindungen**. Beispiele dafür sind **Dekalin** ($C_{10}H_{18}$), **Adamantan** ($C_{10}H_{16}$), **Diamantan** (**Kongressan** – $C_{14}H_{20}$) oder **Triamantan** ($C_{18}H_{24}$).

Die meisten von ihnen werden künstlich hergestellt. So ist z. B. das Adamantan das Grundgerüst von Aminoadamantansulfat (Amantadinsulfat), einem pharmazeutischen Wirkstoff gegen die Parkinson'sche Krankheit (Schüttellähmung).

Diese Ringsysteme werden allgemein auch als **adamantoide** oder **diamantoide Ringsysteme** bezeichnet. Denkt man sich nämlich nach demselben Prinzip die Aneinanderreihung von Cyclohexanmolekülen weiter fortgesetzt vor, so nimmt die Zahl der Kohlenstoffatome im Molekül ständig zu, die der Wasserstoffatome hingegen mehr und mehr ab, bis man schließlich zu einem komplexen Gerüst gelangt, bei dem nur noch Kohlenstoffatome miteinander verbunden sind. Ein solches Gebilde tritt in der Natur in Form des Kristallgitters von Diamant auf (siehe Seite 137).

Übungen



Bei folgenden Übungen kannst du deine Kenntnisse über alicyclische Kohlenwasserstoffe überprüfen:

Ü 13.32 Wie heißen die ersten fünf Glieder der homologen Reihe der Cycloalkane und der Cycloalkene?

Ü 13.33 Zeichne die Halbstrukturformel von Cyclohexen.

Ü 13.34 Was ist die Summenformel von Dekalin und Adamantan?

13.9 Aromatische Kohlenwasserstoffe *(aromatic hydrocarbons)*

Aufbau der aromatischen Kohlenwasserstoffe
(structure of aromatic hydrocarbons)



Abb. 156.3 *Gedenkmarke der deutschen Bundespost (1964): 100 Jahre Benzolformel*

Eine weitere Gruppe der cyclischen Kohlenwasserstoffe sind die **aromatischen Verbindungen (Aromaten)**.

- Die einfachste aromatische Verbindung ist das **Benzen**[1)] *(benzene)*. Es ist eine farblose krebserregende Flüssigkeit.
- Im Benzenmolekül (C_6H_6) sind sechs Kohlenstoffatome ringförmig miteinander verbunden, wobei jedes von ihnen ein Wasserstoffatom trägt **(Abb.157.1)**. In der Summe bleiben somit im Molekül sechs freie Elektronen übrig, die eine **Elektronenwolke**, ein **delokalisiertes Elektronensystem** bilden, welches sich gleichmäßig über das gesamte Molekül verteilt. Alle sechs C – C-Einfachbindungen werden somit gleichmäßig verstärkt. Dies gibt dem Molekül seine **besondere Stabilität**. In der Formelschreibweise wird es durch einen Kreis im Sechsring dargestellt.
- Benzen zeigt bevorzugt eine Substitutionsreaktion.

[1)] Vielfach wird noch der alte Name Benzol verwendet.

Polycyclische aromatische Kohlenwasserstoffe

(poycyclic aromatic hydrocarbons)

Kohlenwasserstoffe, in deren Molekülen Benzenringe über gemeinsame Kanten miteinander verknüpft sind, nennt man **kondensierte aromatische Ringsysteme**[1]. Beispiele dafür sind:

- **Naphthen** (Naphthalin), eine charakteristisch riechende Substanz, die früher als Insektizid („Mottenkugeln") verwendet wurde,
- **Anthracen**, der Grundkörper verschiedener Farbstoffe. (Z. B. **Indanthren-Farben**. Diese werden zum Färben von Textilien verwendet. Sie sind besonders stabil gegenüber Waschmitteln, Licht und Bleichmitteln.)
- **Benzpyren**, das in Auspuffgasen von Motoren, im Tabakrauch, in verschiedenen gebratenen, geräucherten und gerösteten Nahrungsmitteln nachgewiesen werden kann. Es ist krebserregend (karzinogen) und wird heute als die Hauptursache von Lungenkrebs angesehen.

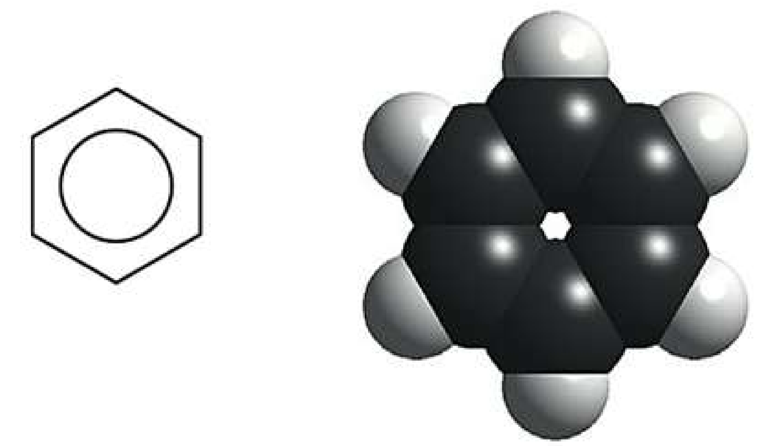


Abb. 157.1 *Benzen*

Merk & Würdig

Aromatische Verbindungen sind alle cyclischen Verbindungen mit einem **delokalisierten Elektronensystem**.

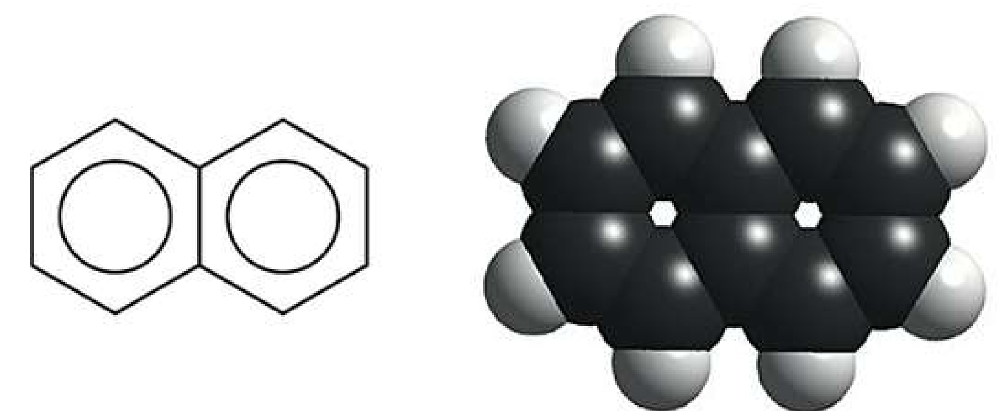


Abb. 157.2 *Naphthen*

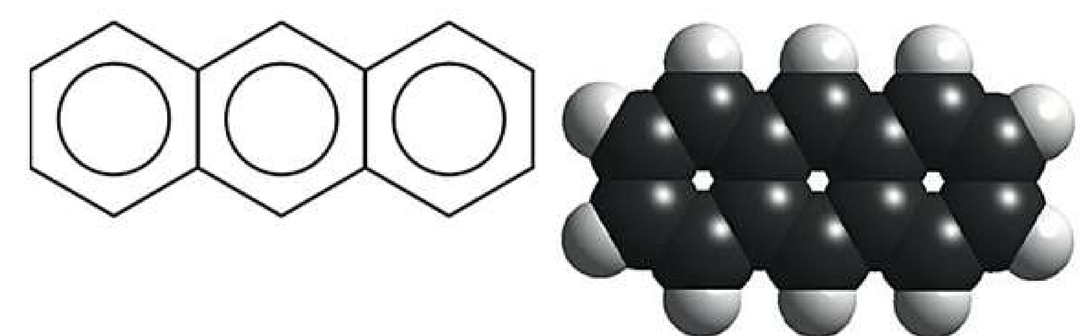


Abb. 157.3 *Anthracen*

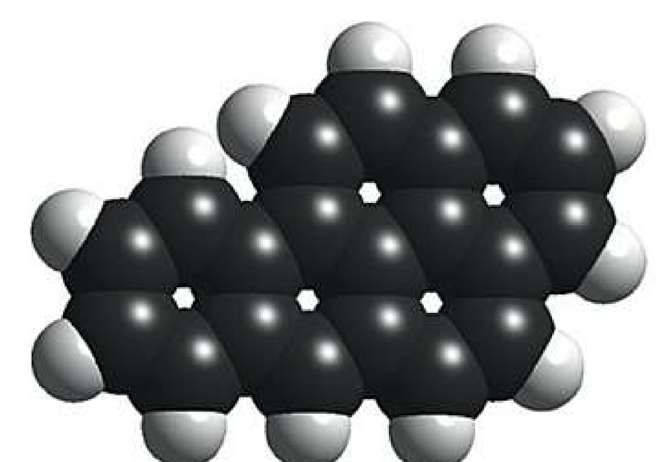


Abb. 157.4 *Benzpyren*

Thema & Gesellschaft

Jeder zweite Raucher stirbt an den Folgen

Salzburg (SN). „Die meisten Raucher würden gern aufhören zu rauchen oder wenigstens reduzieren. Allein ihre Sucht hindert sie daran. Die Rauchentwöhnung ist eine große und schwierige Aufgabe", heißt es in den aktuellen Richtlinien der Tabakentwöhnung der Österreichischen Gesellschaft für Lungenheilkunde. Die Dramatik wird klar vor Augen geführt: „Einerseits entwickeln bis zu 80 Prozent der Raucher/innen eine Tabakabhängigkeit, andererseits entwickeln mindestens 50 Prozent der Raucher/innen eine tabakassoziierte Organerkrankung, die zum vorzeitigen Tod führt." Im Klartext: Jede zweite Raucherin, jeder zweite Raucher stirbt an einer Krankheit, die unmittelbar mit dem Nikotinkonsum zusammenhängt.

In Österreich rauchen derzeit etwa 2,3 Millionen der über 15-Jährigen, davon 1,6 Millionen täglich. Jährlich sterben bei konservativer Schätzung etwa 11 000 Österreicherinnen und Österreicher an den Folgen des Tabakkonsums. In Österreich ist der Anteil der Jugendlichen, die bereits mit 13 Jahren oder früher das erste Mal Tabak probieren, im internationalen Vergleich sehr hoch. 49 Prozent der Mädchen und 48 Prozent der Jungen geben an, in diesem Alter schon mehrmals einen Zug an einer Zigarette gemacht zu haben.



Abb. 157.5

Zwei Aspekte erschweren bei vielen Rauchern die Entscheidung für eine Tabakentwöhnung: die befürchtete Gewichtszunahme und die gleichzeitige Abhängigkeit vom Alkohol.

Text: Salzburger Nachrichten, 15.06.2012

[1] „condensare" (lat.) = „verdichten"

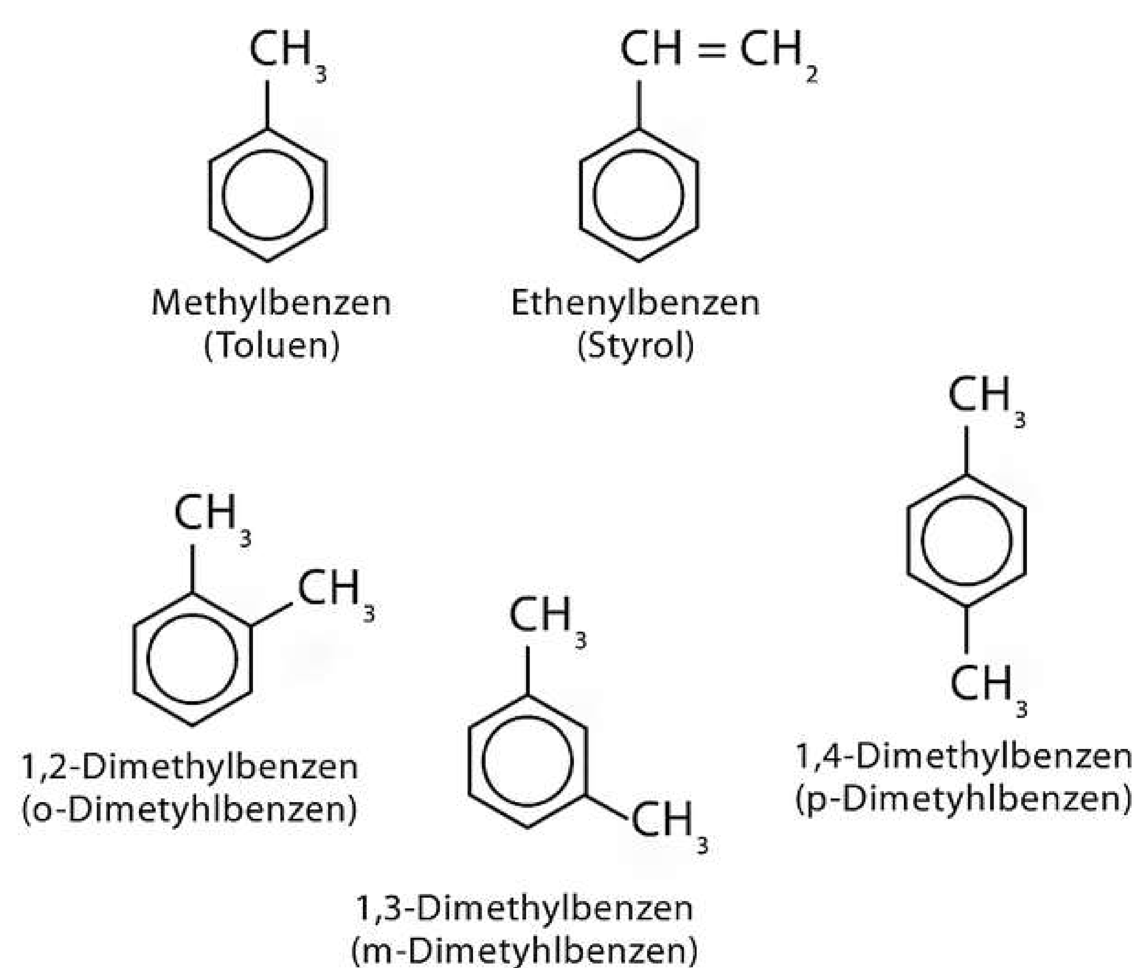


Abb. 158.1

Alkylbenzene *(alkalylbenzenes)*

Wenn sich an einem Benzenring aliphatische Seitenketten befinden, spricht man von **Alkylbenzenen**. Die wichtigsten sind:

- **Methylbenzen (Toluen)**, das als Lösungsmittel und zur Herstellung von Farb- und Sprengstoffen (z. B. TNT – Trinitrotoluen) verwendet wird.
- die drei isomeren **Dimethylbenzene (Xylene)** als Lösungsmittel und
- **Ethenylbenzen (Styrol)**, das Ausgangsstoff für die Herstellung des Kunststoffes Polystyrol (Styropor) ist.

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du Stoffeigenschaften der aromatischen Kohlenwasserstoffe begründen.

Ü 13.35 Gib die Summenformeln für Benzen, Naphthen, Methylbenzen, 1,2-Dimethylbenzen und Benzpyren an.

Ü 13.36 Beschreibe die Unterschiede zwischen den beiden Substanzen Cyclohexan und Benzen.

Ü 13.37 Ein Laborant sucht nach einer einfachen chemischen Reaktion, mit der er zwischen Cyclohexen und Benzen unterscheiden kann. Kannst du ihm helfen? (Hinweis: siehe Kapitel ungesättigte Kohlenwasserstoffe)

Merk & Würdig

Heterocyclen sind ringförmige Verbindungen, die neben Kohlenstoff noch andere Elemente als Ringglieder enthalten.

Merk & Würdig

Sauerstoff und **Schwefel** sind immer **2-bindig**.

Stickstoff ist immer **3-bindig**.

13.10 Heterocyclische Verbindungen *(heterocyclic compounds)*

Werden in cyclischen Kohlenwasserstoffen Kohlenstoffatome gegen **Fremdatome (Heteroatome)** wie z. B. Sauerstoff oder Stickstoff ausgetauscht, spricht man von **heterocyclischen Verbindungen**. Wichtig dabei ist stets die Berücksichtigung der Bindigkeit der einzelnen Atome: Sauerstoff und Schwefel sind zweibindig, Stickstoff dreibindig. Freibleibende Valenzen werden wieder durch Wasserstoffatome abgesättigt. Heterocyclische Verbindungen sind vielfach **Grundgerüste verschiedener Naturstoffe**, z. B.:

- **Pyrrol** (C_4H_5N), der Grundbaustein des Blutfarbstoffes Hämin und des Blattfarbstoffes Chlorophyll
- **Pyrimidin** ($C_4H_4N_2$) und **Purin** ($C_5H_4N_4$), die wichtigen Bausteine der Nucleinsäuren. Purin bildet das Grundgerüst der Wirkstoffe von Kaffee, Tee (Coffein) und Kakao (Theobromin).

Eine besondere Gruppe innerhalb der heterocyclischen Verbindungen stellen die **Alkaloide** dar. Darunter versteht man eine Gruppe stickstoffhältiger basischer Verbindungen, die in Pflanzen vorkommen und besondere Wirkungen auf den menschlichen (und tierischen) Organismus ausüben. Sie sind in der Regel Gifte, wie z. B. das Nicotin, das eingenommen bereits in Mengen von 30 bis 60 mg tödlich wirkt, sowie Cocain, Morphin, Mutterkornalkaloide u. a.



Abb. 158.2 *Pyrrol*

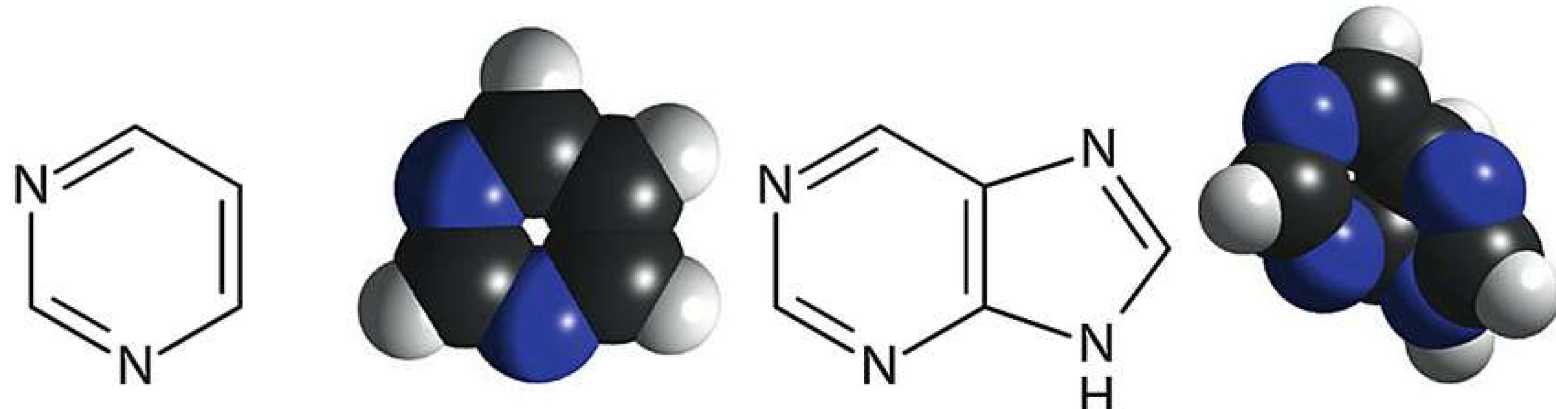


Abb. 158.3 *Pyrimidin*

Abb. 158.4 *Purin*

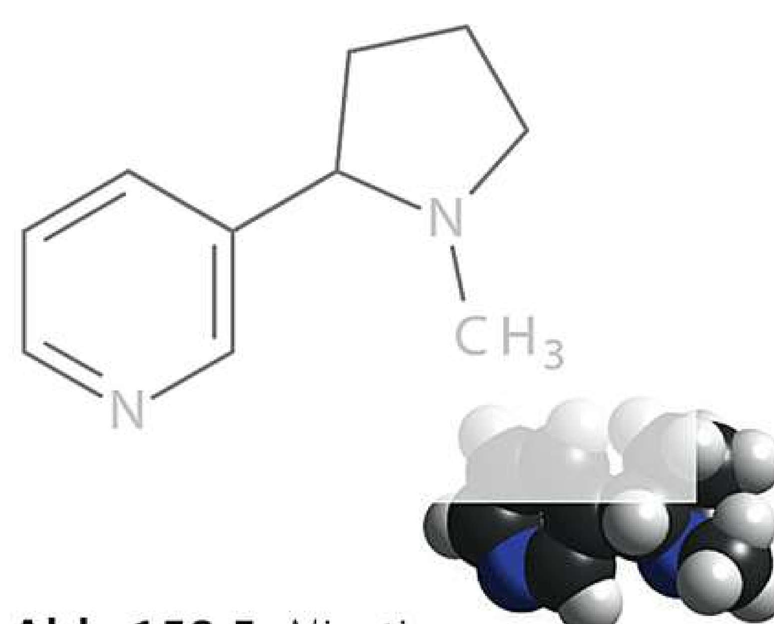


Abb. 158.5 *Nicotin*

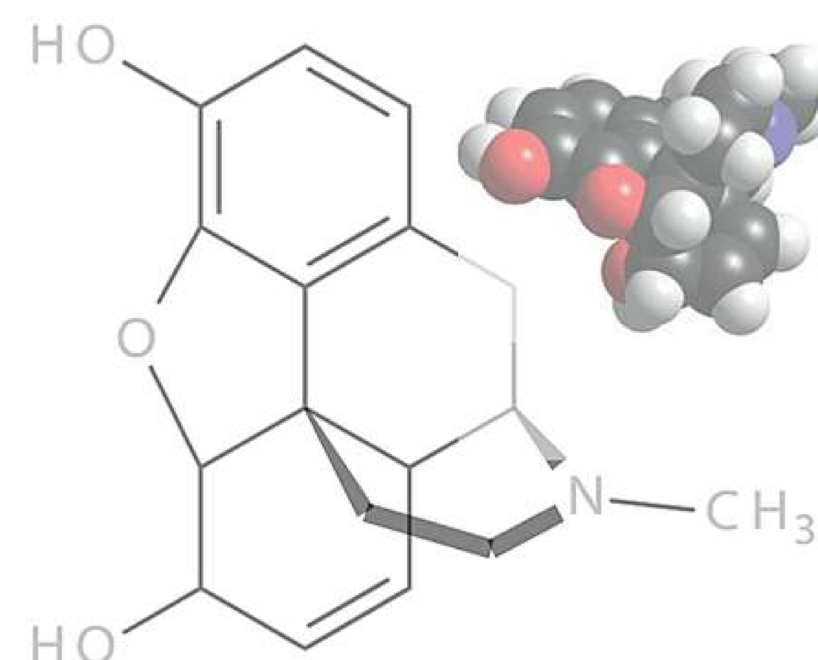


Abb. 158.6 *Morphin*

Thema & Gesellschaft

Weltweit nehmen 200 Millionen Menschen illegale Drogen

Britisches Wissenschaftsmagazin "Lancet" publizierte Zahlen über den weltweiten Drogenmissbrauch

London - Das britische Wissenschaftsmagazin "Lancet" hat erschreckende Zahlen über den weltweiten Drogenmissbrauch veröffentlicht. Demnach greifen jährlich 200 Millionen Menschen weltweit zu illegalen Drogen – jeder 20. in der Altersgruppe der 15- bis 64-Jährigen. In den hochentwickelten Industrieländern ist die Missbrauchsquote am höchsten. "Lancet" stützt sich auf insgesamt drei Studien.

Der tatsächliche Konsum von illegalen Drogen sei nie genau zu schätzen, weil naturgemäß keine offiziellen Zahlen existieren können. Dennoch gehen die Wissenschafter Hall und Degenhardt davon aus, dass weltweit zwischen 125 und 203 Millionen Menschen Cannabisprodukte wie Haschisch oder Marihuana einnehmen. Andere Drogen wie Kokain oder Opiate liegen mit bis zu 21 Millionen Konsumenten deutlich dahinter. Weltweit gibt es demnach zwischen elf und 21 Millionen Menschen, die sich Rauschgift spritzen.

(…) Illegale Drogen spielen für den Gesundheitszustand der Bevölkerung inzwischen eine ähnlich große Rolle wie der Missbrauch von Alkohol. Diese Drogen sind für die Volksgesundheit die gefährlichsten:



Abb. 159.1

Jeder vierte Konsument werde lebenslang abhängig, es bestehe die Gefahr von Todesfällen durch Überdosen, hinzu komme das Risiko der Übertragung schwerwiegender Virusinfektionen wie Aids. (APA)

Text: Der Standard, 6.1.2012

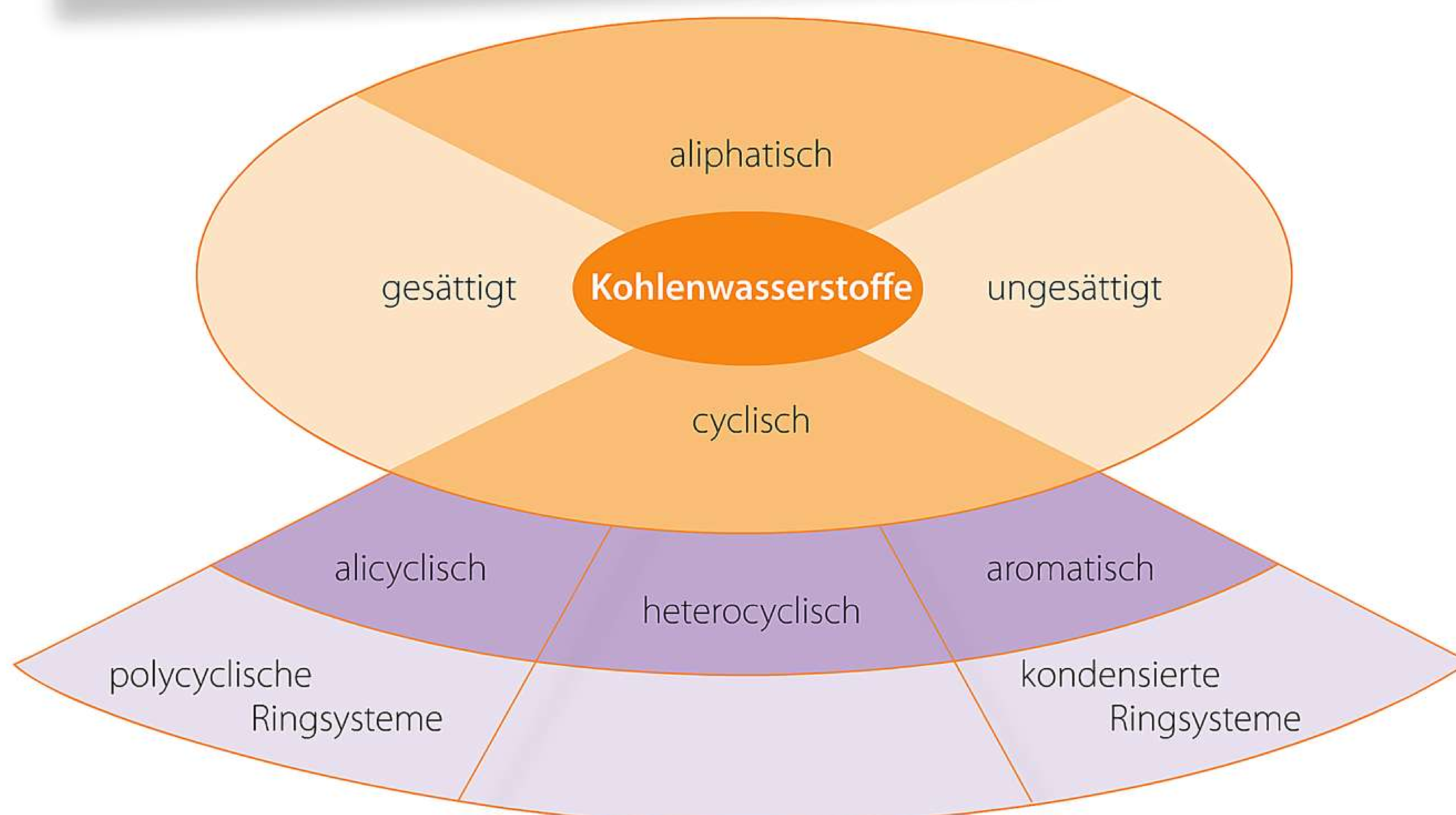


Tabelle 159.1 *Zusammenfassung: Die Kohlenwasserstoffe im Überblick*

Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du dir fachspezifische Informationen aus verschiedenen Medien (z. B. aus Biologie-Büchern oder dem Internet) beschaffen:

Ü 13.38 Chlorophyll besitzt einen ähnlichen Aufbau wie das Häm im Hämoglobin (roter Blutfarbstoff). Das Chlorophyll besitzt in der Mitte des Moleküls ein Mg^{2+}-Ion. Welches Ion ist im Hämoglobin enthalten? Wozu dient es und was ist die Folge bei einem Mangel an dieser Substanz?

Ü 13.39 Was sind Nucleinsäuren? Wo sind sie enthalten und wozu dienen sie?

Merk & Würdig

Funktionelle Gruppen bestimmen Eigenschaften und Reaktionsverhalten organischer Verbindungen.

Verbindungen mit derselben funktionellen Gruppe werden zu **Stoffklassen** zusammengefasst.

13.11 Funktionelle Gruppen *(functional groups)*

Während es „nur" einige hunderttausend anorganische Verbindungen (von etwa 100 Elementen) gibt, kennt man einige Millionen organische Verbindungen, wobei im Wesentlichen nur die Elemente C, H, O, N, S, P und die Halogene beteiligt sind. Eine der Ursachen dafür sind die unterschiedlichen Bindungsmöglichkeiten des Kohlenstoffatoms, die zu ketten- und ringförmigen Kohlenstoffgerüsten führen.

Aufgrund ihrer Struktur kann man die Kohlenstoffgerüste in Stoffklassen (Alkane, Alkene, Alkine usw.) einteilen. Alle **Stoffklassen** besitzen ein **charakteristisches Strukturmerkmal**, das auch die Eigenschaften der Verbindungen dieser Stoffklassen mitbestimmt (z. B. Doppelbindung, Dreifachbindung, aromatischer Ring u. a.).

Zusätzlich können durch verschiedene Reaktionen noch Fremdatome oder Atomgruppen in das Molekül eingefügt werden. Diese bestimmen ebenfalls die Eigenschaften des Moleküls. Man nennt sie **funktionelle Gruppen** *(functional groups)*. (Siehe auch Seite 161)

So erhält man z. B. durch Substitution eines Wasserstoffatoms im Methanmolekül die Verbindung Chlormethan. Das Chlormethan ist also abgeleitet vom Methanmolekül, es ist ein „Abkömmling" **(Derivat**[1]**)** des Methanmoleküls. In der allgemeinen Schreibweise wird der zugrunde liegende Kohlenwasserstoff vielfach mit dem Buchstaben **R** (für Rest) dargestellt, z. B.:

Stammkohlenwasserstoff
R



Chlor-Derivat
R-Cl

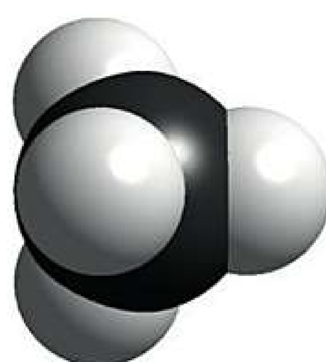


Abb. 160.1 *Methan*

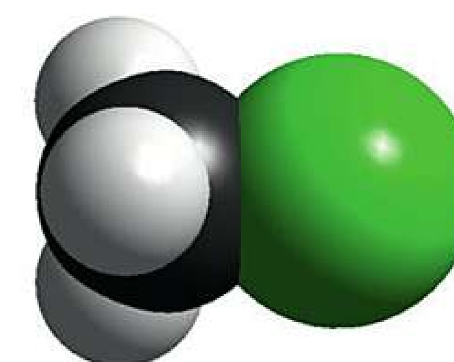
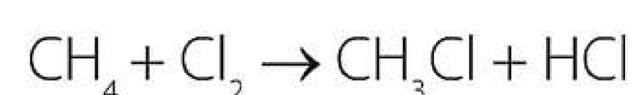


Abb. 160.2 *Chlormethan*

Beispiel 13.3

Bildung von Chlormethan:



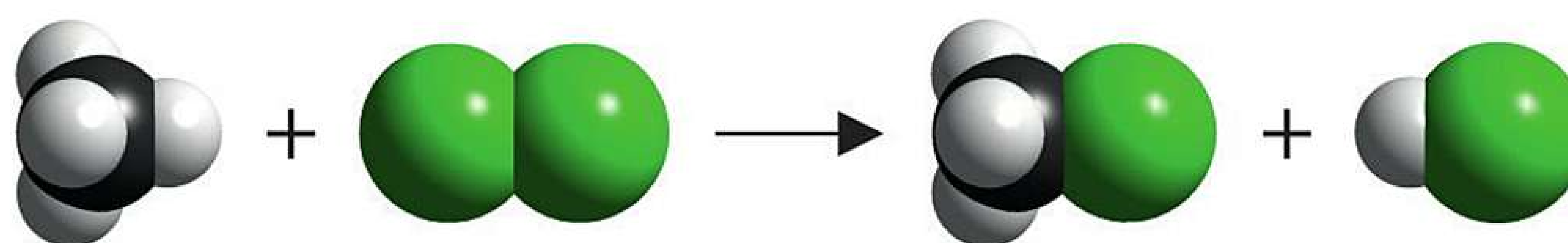


Abb. 160.3

[1] derivare" (lat.) = „ableiten"

Beispiele einiger funktioneller Gruppen und ihrer Stoffklassen:

Funktionelle Gruppe	Stoffklasse	Allgemeine Formel	Beispiel	
Halogen **-F, -Cl, -Br, -I**	Halogenkohlen- wasserstoffe	R—X	Chlorethan H_3C-CH_2-Cl	
Hydroxylgruppe **-OH**	Alkohole [1]	R—OH	Ethanol H_3C-CH_2-OH	
Aldehydgruppe **bzw. -CHO** —C(=O)—H	Aldehyde	R—CHO R—C(=O)—H	Ethanal $H_3C-C(=O)-H$	
Carboxylgruppe **bzw. -COOH** —C(=O)—OH	Carbonsäuren	R—COOH R—C(=O)—OH	Ethansäure $H_3C-C(=O)-OH$	
Estergruppe **bzw. -COO-** —C(=O)—O—	Ester	R—COO—R R—C(=O)—O—R	Ethansäureethylester $H_3C-C(=O)-O-CH_2-CH_3$	

Tabelle 161.1

Eine der wichtigsten Stoffgruppen ist die der Alkohole mit der funktionellen Gruppe -OH.

[1] Wenn die OH-Gruppe direkt an einem Benzenring hängt, nennt man die Substanzklasse „Phenole".

Thema & Gesellschaft

Alkohol wird verharmlost

Wien (SN-bm, APA). Alkohol sei in Österreich nach wie vor die „Volksdroge Nummer eins“, auch wenn man sie verharmlose und sie nicht als solche wahrgenommen werde, sagt Wolfgang Beiglböck, Klinischer Psychologe und Psychotherapeut am Anton-Proksch-Institut für Alkoholkranke. (…)

Die Zahlen lassen an der Behauptung, Alkohol sei eine „Volksdroge“, keinen Zweifel: Ungefähr 330 000 Österreicher und Österreicherinnen sind alkoholkrank, knapp 900 000 Österreicher und Österreicherinnen konsumieren Alkohol in einem Ausmaß, das bereits gesundheitsschädlich ist. Somit haben knapp 20 Prozent der Erwachsenen – das sind mehr als 1,2 Millionen Menschen – in Österreich ein Alkoholproblem.

Auf die Dosis kommt es an, wenn es darum geht, ob Alkohol die Gesundheit stärkt oder dem Körper schadet: Ein täglicher Alkoholkonsum von bis zu 16 g reiner Alkohol bei Frauen, und bis 24 g Reinalkohol bei Männern (20 g sind ein halber Liter Bier oder ein Vierterl Wein) wird als weitgehend unbedenklich angesehen.

Ein täglicher Alkoholkonsum, der die Gefährdungsgrenze überschreitet (40 g bei Frauen, 60 g bei Männern – also zwei bis drei Krügel pro Tag), wird als Alkoholmissbrauch bezeichnet, bei dem man langfristig ein deutlich erhöhtes Erkrankungsrisiko hat. Alkoholmissbrauch begünstigt Gastritis, Bauchspeicheldrüsenentzündungen und Lebererkrankungen. Außerdem verringert chronischer Alkoholmissbrauch das Vermögen, zu lernen und sich zu erinnern. Der dafür zuständige Gehirnteil, der Hippocampus, schrumpft.

Ethanol lässt Tumorzellen wachsen: US-Forscher haben unlängst herausgefunden, dass Ethanol – das ist der trinkbare Alkohol – die Produktion eines Proteins fördert, das Blutgefäße in Tumoren wachsen lässt. Dass es eine Verbindung zwischen Alkohol und Krebserkrankungen von Magen, Speiseröhre, Leber und Darm gibt, wurde schon lange vermutet. Weiter vergrößert Alkohol das Risiko von Stoffwechselerkrankungen, weil er das HDL-Cholesterin, also die schlechten Blutfette, erhöht. (…)

Text: Salzburger Nachrichten, 25.10.2006



Abb. 162.1

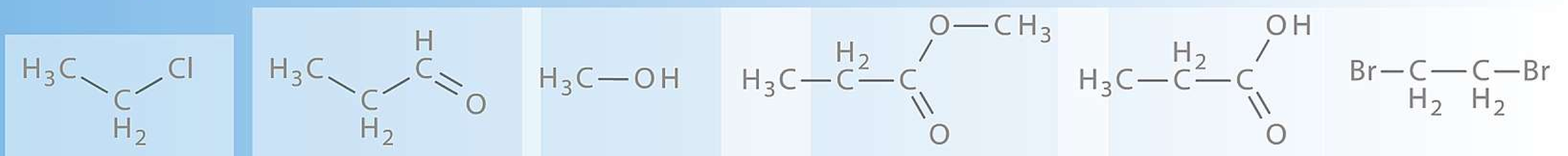
Übungen

Mit folgenden Übungen kannst du Substanzen zu Stoffklassen zuordnen und Reaktionsabläufe begründen.

Ü 13.40 Formuliere eine Reaktion, mit der man Chlorethan herstellen kann.

Ü 13.41 Was versteht man unter funktionellen Gruppen? Nenne einige Beispiele.

Ü 13.42 Ordne folgende Verbindungen den in der Tabelle angeführten Stoffklassen zu:



Chemie und Stoff

Ü 1.1 Physikalische Vorgänge: Schneiden von Papier, Kochen von Wasser, Schmelzen von Stahl, Auflösen von Zucker in Wasser, Reiben von Nüssen
Chemische Vorgänge: Rosten von Eisen, Verfaulen von Obst, Verbrennen von Holz, Braten von Fleisch, Karamellisieren von Zucker, Entkalken einer Kaffeemaschine, Backen eines Kuchens, Herstellung von Wein

Ü 1.2 „Magnesium und Sauerstoff reagieren zu Magnesiumoxid"
„Natrium und Chlor reagieren zu Natriumchlorid"
„Wasserstoff und Sauerstoff reagieren zu Wasser"

Ü 1.3 **a)** Vergiftungen (z. B. durch Arzneimittel, Reinigungs-, Putz- und Pflegemittel, Farben, Lacke, Klebemittel u. a.), Verätzungen von Haut, Augen (z. B. durch Reinigungsmittel), chronische Belastungen an Händen (z. B. durch Reinigungsmittel), Auslösen von Allergien.
b) H332: Gesundheitsschädlich beim Einatmen

Ü 1.4 Individuelle Lösungen

Ü 1.5 Versprüht man z. B. Parfum im Raum, so vermischen sich die Teilchen gleichmäßig mit den Teilchen der Luft. Der Geruch ist bald im ganzen Raum wahrnehmbar.
Beim Aufblasen eines Luftballons werden Gasteilchen (z. B. Heliumteilchen) in den Ballon gepumpt.
Die Zuckerteilchen sind im Zuckerkristall fest aneinander gebunden. Im Wasser verlieren sie ihren Zusammenhalt und vermischen sich gleichmäßig mit den Wasserteilchen (Rühren beschleunigt diesen Vorgang).

Ü 1.6 Wasser: fest, fest, flüssig, gasförmig
Brom: fest, flüssig, flüssig, gasförmig
Ethanol: flüssig, flüssig, flüssig, gasförmig
Schwefel: fest, fest, fest, flüssig
Stickstoff: gasförmig, gasförmig, gasförmig, gasförmig

Ü 1.7 Verdunsten ist der Übergang zwischen flüssigem und gasförmigem Zustand unterhalb des Siedepunktes, Verdampfen beim Siedepunkt.

Ü 1.8 Individuelle Lösungen

Ü 1.9 ***a)*** *17 °C*
b) *115 °C*
c) *The temperature remains constant.*
d) *Water has a melting point of 0 °C and a boiling point of 100 °C.*

Ü 1.10 Der Aufprall der Teilchen auf die Gefäßwand.

Ü 1.11 Ein komprimiertes Gas ist ein unter Druck stehendes (zusammengepresstes) Gas.

Ü 1.12 Gebrauchsartikel sind z. B.: Feuerzeug, Spraydosen, Gasflaschen, Campinggas, Kohlenstoffdioxidpatronen für Sodawassergerät, Kohlenstoffdioxid-Feuerlöscher

Ü 1.13 Bei höherem Luftdruck benötigen die Teilchen der Flüssigkeit mehr Energie um den Druck zu überwinden. Daher ist der Siedepunkt höher.

Ü 1.14 Mit zunehmender Temperatur bewegen sich die Teilchen eines Gases schneller. Sie prallen öfter und heftiger gegen die Gefäßwand. Dies bedeutet einen höheren Druck.

Ü 1.15 *As pressure decreases, the boiling point decreases, so the liquid will boil at a lower temperature than normal.*

Ü 1.16 Bei einem physikalischen Vorgang werden die Eigenschaften eines Stoffes nicht verändert.

Ü 1.17 Es löst sich mehr Zucker auf, wenn man das Wasser erhitzt.

Ü 1.18 In kaltem Wasser löst sich mehr Kohlenstoffdioxid.

Ü 1.19 *After evaporating of water the residue is pure sugar. Its properties have not been changed.*

Ü 1.20 Bei der Diffusion vermischen sich die Teilchen eines Stoffes gleichmäßig mit den Teilchen eines anderen Stoffes (z. B. Ausbreitung eines Geruches in Luft). Bei der Osmose erfolgt die Diffusion durch eine halbdurchlässige Membran, d. h., nur die kleineren Teilchen können die Membran durchdringen (z. B. Wasser, nicht aber Zucker).

Ü 1.21 Die Zellen der Kirsche haben eine hohe Konzentration an Zucker, außen befindet sich Wasser. Der Konzentrationsunterschied führt dazu, dass Wasser in die Zellen eindringt, um den Zucker zu verdünnen. Deshalb platzen die Kirschen auf.

Ü 1.22 Die Blutkörperchen würden platzen.

Ü 1.23 Das Gummibärchen quillt durch die Einlagerung von Wasser auf.

Ü 1.24 *Helium diffuses out of the balloon and therefore the balloon loses its buoyancy* (Auftrieb) *in air.*

Ü 1.25 Bei physikalischen Vorgängen ändern sich die Eigenschaften eines Stoffes nicht (z. B. Zerschneiden, Verdampfen, Verdunsten, Schmelzen), bei chemischen Vorgängen hingegen schon (z. B. Verrosten, Verfaulen, Gären)

Ü 1.26 Türkischer Kaffee: Suspension
Salatdressing: Emulsion
Milch: Emulsion
Nebel: Aerosol
Tabakrauch: Aerosol
Blut: Suspension

Ü 1.27 Leitungswasser: homogen
Benzin: homogen
Schmieröl: homogen
Milch: heterogen
Früchtejoghurt: heterogen
Himbeersaft: homogen
Naturtrüber Apfelsaft: heterogen

Ü 1.28 Salzwasser: destillieren
Pfeffer und Salz: mithilfe von Wasser das Salz lösen. Anschließend durch Filtrieren den Pfeffer abtrennen und schließlich das Wasser wieder verdampfen.
Wasser und Alkohol: destillieren
Benzin und Wasser: Trennung durch einen Scheidetrichter
Sand und Eisenspäne: Trennung mithilfe eines Magneten

Ü 1.29 Zum Abtrennen von Wasser, z. B. Waschmaschine, Salatschleuder

Ü 1.30 Schwarzer Kaffee und Zuckerwasser sind keine Emulsionen.

Ü 1.31 Meerwasser: Gemenge
destilliertes Wasser: Verbindung
Erdöl: Gemenge
Chlor: Element
Wasserstoff: Element
Sauerstoff: Element
Zucker: Verbindung
Zuckerwasser: Gemenge
Eisen: Element

Ü 1.32 Cl, C, Ca, Fe, F, Mn, Mg, O, H, N, Na, P, S

Ü 1.33 Aluminium, Natrium, Gold, Silber, Quecksilber, Brom, Helium, Iod, Phosphor, Silicium

Ü 1.34 Bei der Synthese werden neue Stoffe aufgebaut. Bei der Analyse werden Stoffe in ihre Bestandteile zerlegt.

Ü 1.35 Qualitative Analyse

Ü 1.36 Quantitative Analyse

Ü 1.37 **a)** Atome können chemisch in Moleküle zerlegt werden
b) Ein Element besteht aus nur einer Atomsorte
c) Kationen sind positiv geladen
d) Moleküle von Verbindungen bestehen aus verschiedenartigen Atomen
e) Salze bestehen aus Kationen und Anionen
f) die kleinsten Teilchen von Salzen sind Moleküle
g) Salze besitzen hohe, molekulare Stoffe niedrige Schmelzpunkte.

Ü 1.38 4 (einzelne) Atome Sauerstoff, 3 (einzelne) Atome Kalium, 1 Atom Schwefel, 4 (einzelne) Atome Phosphor, 1 Atom Wasserstoff, 1 Atom Helium, 1 Atom Magnesium, 1 Atom Mangan, 1 Atom Stickstoff, 2 (einzelne) Atome Natrium

Ü 1.39 2 H bedeutet zwei (einzelne) Atome Wasserstoff, H_2 bedeutet ein Molekül Wasserstoff, das aus zwei Atomen besteht.

Ü 1.40 1 Formeleinheit NaOH besteht aus je einem Atom Natrium, Sauerstoff und Wasserstoff.
1 Formeleinheit $CaCl_2$ besteht aus 1 Atom Calcium und 2 Atomen Chlor.
1 Formeleinheit $NaHCO_3$ besteht aus 1 Atom Natrium, 1 Atom Wasserstoff, 1 Atom Kohlenstoff und 3 Atomen Sauerstoff.
2 Formeleinheiten H_2SO_4 bestehen insgesamt aus 4 Atomen Wasserstoff, 2 Atomen Schwefel und 8 Atomen Sauerstoff.
3 Formeleinheiten $KMnO_4$ bestehen insgesamt aus 3 Atomen Kalium, 3 Atomen Mangan und 12 Atomen Sauerstoff.

1 Formeleinheit $Fe_2(SO_4)_3$ besteht aus 2 Atomen Eisen, 3 Atomen Schwefel und 12 Atomen Sauerstoff.
1 Formeleinheit $Ca(HCO_3)_2$ besteht aus 1 Atom Calcium, 2 Atomen Wasserstoff, 2 Atomen Kohlenstoff und 6 Atomen Sauerstoff.

Ü 1.41 **a)** 4 Formeleinheiten $FeSO_4$ reagieren zu 2 Formeleinheiten Fe_2O_3, 4 Formeleinheiten SO_2 und 1 Formeleinheit O_2. An der Reaktion sind 4 Atome Eisen, 4 Atome Schwefel und 16 Atome Sauerstoff beteiligt.
b) 1 Formeleinheit $CaCO_3$ und eine Formeleinheit H_2CO_3 reagieren zu 1 Formeleinheit $Ca(HCO_3)_2$. Es reagieren 1 Atom Calcium, 2 Atome Kohlenstoff, 2 Atome Wasserstoff und 6 Atome Sauerstoff.
c) 3 Formeleinheiten Ag und 4 Formeleinheiten HNO_3 reagieren zu 3 Formeleinheiten $AgNO_3$, 1 Formeleinheit NO und 2 Formeleinheiten H_2O. Es reagieren 3 Atome Silber, 4 Atome Wasserstoff, 4 Atome Stickstoff und 12 Atome Sauerstoff.

Ü 1.42 **a)** falsch, richtig, falsch
b) falsch, falsch, richtig

Ü 1.43 **a)** $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$
b) $2\ C_2H_6 + 7\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 6\ H_2O$
c) $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

Aufbau der Atome

Ü 2.1 **a)** relative Massen: Himbeere: 1, Birne: 39, Banane: 58, Orange: 68, Mandarine: 12, Mango: 99, Papaya: 150, Kiwi: 25, Erdbeere: 5
b) Nimmt man als Einheit 1/12 der Masse einer Mandarine, erhält man dieselben relativen Massen wie bei a).

Ü 2.2 F^-: 10 e^-, O^{2-}: 10 e^-, Na^+: 10 e^-, Mg^{2+}: 10 e^-, Al^{3+}: 10 e^-

Ü 2.3

	$^{2}_{1}H$	$^{238}_{92}U$	$^{18}_{8}O$	$^{34}_{16}S$	$^{131}_{53}I$	C-12	N-14
OZ	1	92	8	16	53	6	7
MZ	2	238	18	34	131	12	14
p^+	1	92	8	16	53	6	7
n	1	146	10	18	78	6	7

Ü 2.4 35,5 u

Ü 2.5

	I-123	Ra-226	U-238	Cl-35	C-12	N-14
p^+	53	88	92	17	6	7
n	70	138	146	18	6	7
e^-	53	88	92	17	6	7

Ü 2.6 ***a)***

Type of atom	*Number of protons*	*Number of neutrons*
$^{28}_{14}Si$	*14*	*14*
$^{19}_{14}Si$	*14*	*15*
$^{30}_{14}Si$	*14*	*16*

b) *isotopes*
c) *28*

Ü 2.7 Ionen sind geladene Atome oder Atomgruppen. Es gibt Kationen (positiv geladen) und Anionen (negativ geladen).

Ü 2.8 Ionisierungsenergie ist die Energie, die notwendig ist, um ein Elektron abzuspalten.

Ü 2.9 Das Bohr'sche Atommodell besteht aus einem Atomkern und 7 Elektronenschalen. Sie werden mit den Buchstaben K bis Q bezeichnet. Die K-Schale enthält maximal 2 Elektronen, die L-Schale maximal 8 Elektronen, die M-Schale maximal 18 Elektronen. Die N-Schale und alle höheren Schalen können höchstens 32 Elektronen aufnehmen.

Ü 2.10 Beim Kimball-Modell befinden sich die Elektronen nicht auf festen Bahnen. Man kann nur Bereiche angeben, in denen sie sich mit hoher Wahrscheinlichkeit aufhalten. Diese Bereiche nennt man Kugelwolken. In der ersten Schale gibt es nur eine Kugelwolke, ab der zweiten Schale bis zu 4 Kugelwolken. Jede Kugelwolke kann maximal 2 Elektronen aufnehmen. Ab der dritten Schale kommen noch weitere Kugelwolken dazu.

Ü 2.11 Im Bohr'schen Modell umkreisen die Elektronen auf Bahnen den Atomkern, vergleichbar der Bewegung der Planeten um die Sonne. Nach dem Kimball-Modell lassen sich für den Aufenthalt der Elektronen nur Bereiche (Elektronenwolken) angeben.

Periodensystem

Ü 3.1 5 Schalen und 7 Valenzelektronen

Ü 3.2

	K	L	M	N	O
P (OZ=15)	2	8	5		
Sr (OZ=38)	2	8	18	8	2
Cd (OZ=48)	2	8	18	18	2
S (OZ=16)	2	8	6		
As (OZ=33)	2	8	18	5	
Sn (OZ=50)	2	8	18	18	4

Ü 3.3 Sr: 2, Ge: 4, Sb: 5, O: 6, Xe: 8, Fr: 1, Hg: 2

Ü 3.4 Krypton: Argon, Xenon
Kalium: Lithium, Natrium
Chlor: Fluor, Brom
Magnesium: Beryllium, Calcium

Ü 3.5 *Na^+, F^-, Ca^{2+}, Cl^-, Li^+, Br^-, Mg^{2+}*

Ü 3.6 **a)** Kalium, Aluminium, Cäsium
b) Iod, Schwefel, Fluor

Ü 3.7 Fluor, Cäsium, Natrium, Kalium

Ü 3.8 Edelgase sind sehr reaktionsträge.

Ü 3.9 -269 °C

Ü 3.10 Ein mit Xenon gefüllter Ballon sinkt in Luft zu Boden.

Ü 3.11 *Radon will be gaseous at normal conditions.*

Ü 3.12 $2\ Li + 2\ H_2O \rightarrow 2\ LiOH + H_2$ (Lithiumlauge + Wasserstoff)
$2\ K + 2\ H_2O \rightarrow 2\ KOH + H_2$ (Kalilauge + Wasserstoff)

Ü 3.13 Alle Elemente der 1. Gruppe des Periodensystems (Alkalimetalle) besitzen ein Valenzelektron.

Ü 3.14 Bei Cäsium ist aufgrund des größeren Atomradius das Valenzelektron weniger stark gebunden als bei Natrium. Es kann daher leichter abgegeben werden. Cäsium ist somit reaktionsfähiger als Natrium.

Ü 3.15 *potassium: 63 °C, caesium: 29 °C, lithium: 181 °C*

Ü 3.16 Die Ionisierungsenergie nimmt in der Gruppe von oben nach unten ab.

Ü 3.17 *The halogens have similar properties because their atoms all have the same number of valency (outer-shell) electrons: 7.*

Ü 3.18 Die Halogene sind sehr reaktionsfähig, daher kommen sie in der Natur nicht elementar vor.

Ü 3.19 **a)** fest **b)** gefärbte Dämpfe **c)** Astat ist zwar weniger reaktionsfähig als Iod, aber es ist radioaktiv und daher – entsprechende Mengen vorausgesetzt – als gefährlich einzustufen.

Ü 3.20 184 °C

Reaktionen

Ü 4.1 53,5 g

Ü 4.2 HNO_3: 63 u/63 g, NaOH: 40 u/40 g, CO_2: 44 u/44 g, $CaCl_2$: 111 u/111 g, $Cu(OH)_2$: 97,5 u/97,5 g, $Fe_2(SO_4)_3$: 399,8 u/399,8 g, $Ca_3(PO_4)_2$: 310 u/310 g

Ü 4.3 2 mol Salpetersäure = 126 g; 3,5 mol Schwefelsäure = 343 g; 0,2 mol Kaliumpermanganat = 31,6 g; 0,01 mol Chlorwasserstoff = 0,365 g

Ü 4.4 5,56 mol Wasser; 1,71 mol Natriumchlorid; 1,79 mol Eisen; 3,125 mol Sauerstoff; 3,125 mol Schwefel; 0,63 mol Kaliumpermanganat; 1,05 mol Kupfersulfid;1 mol Calciumcarbonat

Ü 4.5 *$2 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} = 12{,}044 \cdot 10^{23}$ molecules*

Ü 4.6 $FeCO_3$ besitzt 48,19 % Fe; FeS besitzt 63,55 % Fe.

Ü 4.7 $650 \cdot 0,7 = 455$ kg Eisen

Ü 4.8 Die relative Masse von NaCl ist 58,5 u. 1 mol NaCl ist daher 58,5 g. Eine 2-molare Lösung enthält 2 mol =117 g NaCl pro Liter.

Ü 4.9 1 mol Schwefelsäure sind 98 g. In einem Liter einer 0,1-molaren Lösung sind daher 9,8 g Schwefelsäure enthalten. In 100 ml somit 0,98 g Schwefelsäure.

Ü 4.10 Mithilfe von 65,4 g (= 1 mol) Zink gewinnt man 2 g (1 mol) Wasserstoff. Für 5 g Wasserstoff benötigt man daher 2,5 mol (= 163,5 g) Zink.

Ü 4.11 **a)** Die relative Masse von Traubenzucker beträgt 180 u. 1 mol Traubenzucker ist daher 180 g. Für 1 mol Traubenzucker braucht man 6 mol (= 192 g) O_2. Für die Verbrennung von 30 g Traubenzucker braucht man daher 1 mol Sauerstoff (= 32 g).
b) 1 mol (= 44 g) Kohlendioxid und 1 mol (18 g) Wasser

Ü 4.12 1 ml HCl reagiert mit 1 mol NaOH. Daher braucht man 10 ml 0,2-molare Natronlauge für die Reaktion mit 20 ml 0,1-molarer Salzsäure.

Ü 4.13 160 g Fe_2O_3 + 36 g C → 112 g Fe + 84 g CO.
x t Fe_2O_3 + y t C → 1 t Fe.
Schlussrechnung:
$x = \frac{160 \cdot 1}{112} = 1{,}43$ t Eisenoxid; $y = \frac{36 \cdot 1}{112} = 0{,}32$ t Koks

Ü 4.14 *$CaCO_3$: 100 u. 100 g $CaCO_3$ consist of 40 g Ca, 12 g C and 48 g O → 40 % calcium, 12 % carbon and 48 % oxygen.*

Ü 4.15 Bei zunehmender Konzentration, höherer Temperatur und größerer Oberfläche stoßen die Teilchen der Reaktionspartner öfter aufeinander, weshalb die Reaktionsgeschwindigkeit steigt.

Ü 4.16 Aufgrund der großen Oberfläche kann es zu einem sehr raschen, explosionsartigen Verlauf der Reaktion kommen.

Ü 4.17 Man könnte die Reaktion durch Erhöhung der Temperatur beschleunigen, oder indem man das Magnesium in möglichst fein verteilter Form mit der Salzsäure reagieren lässt.

Ü 4.18 **a)** $K = \frac{[HCl]^2}{[H_2]^2 \cdot [Cl_2]^2}$

b) $K = \frac{10^2}{0{,}5 \cdot 0{,}5} = 400$

c) K ist sehr viel größer als 1, d. h., das Gleichgewicht liegt auf der Seite des Endproduktes HCl.

Ü 4.19 $K = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = 54{,}5$

weil $[H_2] = [I_2] \Rightarrow \frac{[HI]^2}{[x] \cdot [x]} = 54{,}5$

$\sqrt{\frac{0{,}25}{54{,}5}} = [x] = 0{,}68$ mol/l

Ü 4.20 Die Gleichgewichtskonstante ist sehr viel größer als 1, daher liegt das Gleichgewicht auf der Seite des Endproduktes NO_2.

Ü 4.21 40,5 kJ

Ü 4.22 ΔH ist negativ, daher ist die Reaktion exotherm.

Ü 4.23 Verbrennen von Holz: exotherm, Elektrolyse von Wasser: endotherm, Reaktion von Natrium mit Wasser: exotherm, Staubexplosion: exotherm

Ü 4.24 Die Entropie nimmt zu.

Ü 4.25 Da jedes System nach maximaler Entropie, d. h. nach maximaler Gleichverteilung strebt, vermischen sich Gase und (mischbare) Flüssigkeiten. Bei der Diffusion führt dies zu einem Konzentrationsausgleich, während es bei der Osmose infolge des osmotischen Drucks nur zu einer Verdünnung der Lösung kommt.

Ü 4.26 Verdunsten ist der Übergang vom flüssigen in den gasförmigen Aggregatzustand unterhalb des Siedepunktes. Beispiel: Für das Verdunsten von Wasser auf der Haut ist Energie notwendig. Steht keine andere Energie (z. B. keine Sonnenenergie im Schatten) zur Verfügung, so wird die zum Verdunsten notwendige Wärme der Körperoberfläche entzogen. Dies spürt man als Verdunstungskälte.

Ü 4.27 Der Grund ist die Zunahme der Entropie.

Ü 4.28 **a)** Theoretisch bei 200 °C und ca. 1 000 bar.
b) Für die Reaktion von Stickstoff mit Wasserstoff sind mindestens 400 °C erforderlich.
c) Theoretisch bei 800 °C und 1 bar.
d) Die Bildung von Ammoniak ist eine exotherme Reaktion. Wärmezufuhr verschiebt somit das Gleichgewicht auf die Seite der Ausgangsstoffe, die Ausbeute an Ammoniak nimmt ab.
e) Druckerhöhung begünstigt die Seite der Reaktion, bei der das Volumen kleiner ist (4 Raumteile Stickstoff und Wasserstoff reagieren zu 2 Raumteilen Ammoniak).
f) ca. 80 % Ammoniak

Ü 4.29 Der Katalysator senkt die Aktivierungsenergie für die Reaktion von Stickstoff und Wasserstoff.

Metalle

Ü 5.1 Eisen rostet und besitzt eine geringere Leitfähigkeit für Strom.

Ü 5.2 Gold und Silber sind Edelmetalle, d. h., sie reagieren nicht mit Sauerstoff. Sie sind weich, leicht zu verarbeiten und wertvoll.

Ü 5.3 Reines Gold ist in den meisten Fällen zu weich und wird daher legiert. Außerdem beeinflussen Legierungsbestandteile die Farbe und den Preis.

Ü 5.4 Der Metalllöffel wird warm. Im Gegensatz zu Kunststoffen leiten Metalle aufgrund ihres Kristallgitters mit frei beweglichen Elektronen die Wärme.

Ü 5.5 **a)** Eisen wird oxidiert
b) Chlor wird reduziert
c) Zink wird oxidiert
d) Aluminium wird oxidiert
e) Sauerstoff wird reduziert
f) Schwefel wird reduziert
g) Natrium wird oxidiert
h) Calcium wird oxidiert

Ü 5.6 Oxidation nennt man die Abgabe von Elektronen, Reduktion die Aufnahme von Elektronen.

Ü 5.7 $\overset{0}{H_2}$, $\overset{+3}{Al_2}\overset{+2}{O_3}$, $\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$, $\overset{+1}{Na}\overset{-1}{O}\overset{+1}{H}$, $\overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O}$, $\overset{+1}{Na}\overset{+1}{H}\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_3}$, $\overset{+1}{Na_2}\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_3}$, $\overset{0}{Al}$, $\overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3}$,
$\overset{+2}{Ca}(\overset{-2}{O}\overset{+1}{H})_2$, $\overset{0}{O_2}$, $\overset{-3}{N}\overset{+1}{H_3}$, $\overset{+2}{Ca_3}(\overset{+5}{P}\overset{-2}{O_4})_2$, $\overset{+1}{K_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}$, $\overset{+4}{Pb}\overset{-2}{O_2}$

Ü 5.8 **a)** $2\,\overset{0}{Na} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2\,\overset{1+}{Na}\overset{1-}{Cl}$: Natrium wird oxidiert und ist daher das Reduktionsmittel. Chlor wird reduziert und ist daher das Oxidationsmittel
b) $2\,\overset{2+}{Fe}\overset{1-}{Cl_2} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow \overset{+1}{Fe}\overset{-1}{Cl_3}$: Eisen wird oxidiert, $FeCl_2$ ist das Reduktionsmittel; Chlor wird reduziert und ist daher das Oxidationsmittel.
c) $\overset{1+}{H_2}\overset{1-}{O_2} + 2\,\overset{1+}{K}\overset{1-}{I} + \overset{1+}{H_2}\overset{6+}{S}\overset{2-}{O_4} \rightarrow \overset{0}{I_2} + \overset{1+}{K_2}\overset{6+}{S}\overset{2-}{O_4} + 2\,\overset{1+}{H_2}\overset{2-}{O}$: Iod wird oxidiert, KI ist das Reduktionsmittel. Sauerstoff wird reduziert, H_2O_2 daher das Oxidationsmittel.
d) $\overset{0}{Cl_2} + 2\,\overset{1+}{Na}\overset{1-}{Br} \rightarrow \overset{0}{Br_2} + 2\,\overset{1+}{Na}\overset{1-}{Cl}$: Chlor wird reduziert, daher ist es das Oxidationsmittel. Brom wird oxidiert, daher ist NaBr das Reduktionsmittel.

Ü 5.9 $\overset{+6}{Cr}\overset{-2}{O_4}{}^{-2}$; $\overset{+6}{Cr_2}\overset{-2}{O_7}{}^{-2}$: Dies ist keine Redox-Reaktion, weil sich die Oxidationszahl von Chrom nicht ändert.

Ü 5.10 $\overset{+1}{Na}\overset{+1}{H}\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_3} + 2\,\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} \rightarrow 2\,\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl} + 2\,\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2} + 2\,\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$
Dies ist keine Redox-Reaktion, weil keines der beteiligten Elemente seine Oxidationszahl ändert.

Ü 5.11 **a)** und **e)**: $4\,Fe + 3\,O_2 \rightarrow 2\,Fe_2O_3$
b) und **f)**: $Zn + Cl_2 \rightarrow ZnCl_2$
c) und **g)**: $2\,Na + Br_2 \rightarrow 2\,NaBr$
d) und **h)**: $2\,Al + 3\,S \rightarrow Al_2S_3$

Ü 5.12 Voraussetzung für die Elektrolyse ist, dass die Ionen frei beweglich sind, d. h. gelöst oder als Schmelze vorliegen.

Ü 5.13 Kathode (-Pol): Kalium; Anode (+Pol): Brom (Br_2)
$2\,KBr \xrightarrow{\text{Gleichstrom}} 2\,K + Br_2$

Ü 5.14 Eisen bildet Kationen (→ Kathode), Chlor bildet Anionen (→ Anode), Magnesium bildet Kationen (→ Kathode), Natrium bildet Kationen (→ Kathode), Iod bildet Anionen (→ Anode), Kupfer bildet Kationen (→ Kathode).

Ü 5.15 Calcium

Ü 5.16 Wasserstoff

Ü 5.17 Der Zinkstab wird sich mit einer Kupferschicht überziehen.

Ü 5.18 Eisen wird sich unter Bildung von Wasserstoff in der Salzsäure auflösen.

Ü 5.19 Gold wird von Salzsäure nicht gelöst.

Ü 5.20 Cobalt muss zwischen Eisen und Nickel eingeordnet werden.

Ü 5.21 Individuelle Wiederholung

Ü 5.22 Der Betrag der Differenzen der Normalpotentiale ergibt die Spannungsdifferenz der Metalle.
z. B. Fe/Fe^{2+} (E^0 = −0,44 V) und Cu/Cu^{2+} (E0 = +0,35 V):
−0,44 − 0,35 = −0,79 V

Die Spannungsdifferenz ist der Betrag, also 0,79 V.
z. B. Fe/Fe^{2+} (E^0 = −0,44 V) und Pb/Pb^{2+} (E0 = −0,13 V):
−0,44 − (−0,13) = −0,31 V

Die Spannungsdifferenz ist der Betrag, also 0,31 V.

Ü 5.23 0,78 V

Ü 5. 24 **a)** Das Eisenblech überzieht sich mit einer Kupferschicht.
b) keine Reaktion

Ü 5.25 **a)** und **b)** $Mg \rightarrow Mg_2+ + 2\ e^-$ | −2,34 V $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ | 0,35V
c) Magnesium
d) nein

Ü 5.26 Zink, Eisen, Magnesium
$Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
$Fe + 2\ HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$
$Mg + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$

Ü 5.27 **a)** keine Reaktion
b) Abscheidung von elementarem Brom

Ü 5.28 Gefährdung der Umwelt durch Schwermetalle. Viele Schwermetalle gelangen meist über die Nahrungskette in den menschlichen Körper und können nicht abgebaut werden. Beispiele: Blei reichert sich z. B. in Zähnen, Knochen und im Gehirn an. Es beeinträchtigt die Funktionsfähigkeit des Nervensystems. Cadmium wirkt krebserregend. Quecksilber wird über die Lunge in den Körper aufgenommen. Es kann Schäden an Nieren und dem Zentralnervensystem verursachen.

Ü 5.29 Ein Nanodraht ist ein Stück Metall mit einem Durchmesser von höchstens 100 Nanometern. Nanopartikel besitzen eine Größe von etwa 1 bis 100 Nanometern. 1 Nanometer ist 10^{-9} m.

Ü 5.30 Magnesium und Zink sind unedler als Eisen.

Ü 5.31 Individuelle Lösungen

Ü 5.32 Ca. 799 kg Kupfer

Ü 5.33 Natrium und Magnesium sind zu reaktionsfähig.

Ü 5.34 Beim Goldwaschen wird goldhaltiger Sand mit Wasser aufgeschlämmt. Da Gold eine höhere Dichte besitzt als der Sand, setzt es sich schneller am Boden ab und kann so abgetrennt werden. Auf diese Art gewinnt man Gold aus Flussablagerungen. Goldwaschen kann man in Österreich z. B. in Rauris.

Ü 5.35 Weltproduktion in den Jahren 2011:

Eisen: 1,083 · 10^9 t (größte Produzenten: VR China 58,2 %, Japan 8,1 %, Russland 4,4 %)

Aluminium: 44,1 · 10^6 t (größte Produzenten: VR China 40,8 %, Russland 9,1 %, Kanada 6,7 %)

Gold: 2,7 · 10^3 t (größte Produzenten: VR China 13,2 %, Australien 10 %, USA 8,8 %, Russland 7,4 % und Südafrika 7 %)

Silber: 23,8 · 10^3 t (größte Produzenten: Mexiko 18,9 %, VR China und Peru je 16,8 %)

Ü 5.36 Jährlich werden ca. 8,5 Millionen Tonnen Gestein abgebaut und zu 2 Millionen Tonnen Feinerz verarbeitet. Siderit enthält 38 – 41 % Eisen, der eisenarme Ankerit bis zu 10 % und der eisenreiche Ankerit bis zu 17 % Eisen.

Ü 5.37 In den meisten Fällen erfolgt bei der Aufbereitung der Erze zuerst eine Abtrennung des tauben Gesteins und anschließend eine Umwandlung in die Metalloxide.

Ü 5.38 *Side products are sulphur dioxide and carbon dioxide.*

Ü 5.39 Edelmetalle kommen meist gediegen, d. h. ungebunden vor.

Ü 5.40 $\overset{1+}{Cu_2}\overset{2-}{S} + 2\ \overset{2+}{Cu}\overset{2-}{O} \rightarrow 6\ \overset{0}{Cu} + \overset{4+}{S}\overset{2-}{O_2}$; Schwefel wird oxidiert.

Ü 5.41 60 % CO und 40 % CO_2

Ü 5.42 Zugeführt werden Eisenerz, Koks und Zuschläge. Endprodukte des Hochofenprozesses sind Roheisen, Schlacke und Gichtgas.

Ü 5.43 Hochofenschlacke wird in der Bauindustrie, LD-Schlacke im Straßenbau verwendet.

Ü 5.44 Die Schmelzflusselektrolyse von Aluminiumoxid ist sehr energieaufwändig und teuer.

Ü 5.45 *Metals are a finite resource. Recycling helps the environment. Recycling saves energy. Recycling saves money.*

Ü 5.46 Roheisen enthält bis zu 5 % Kohlenstoff. Es ist daher spröde und kann nicht geschmiedet werden. Stahl enthält weniger als 1,7 % Kohlenstoff und ist schmiedbar.

Ü 5.47 Individuelle Lösungen

Ü 5.48 Reines Eisen ist aufgrund seines Kohlenstoffgehaltes spröde und nicht schmiedbar. Deshalb werden stattdessen Eisen-Legierungen verwendet.

Ü 5.49 Nein. Bei einer Legierung sind zwei oder mehrere Metalle in ein gemeinsames Kristallgitter eingelagert.

Ü 5.50 Eisencarbonat wird geröstet, dabei wird das Carbonat in ein Oxid umgewandelt. Das Eisenoxid wird gemeinsam mit Koks und Zuschlägen im Hochofen zu Roheisen, Schlacke und Gichtgas umgewandelt. Durch Frischen mit Luft oder reinem Sauerstoff wird der Kohlenstoffgehalt im Roheisen unter 1,7 % gesenkt und man erhält Stahl.

Ü 5.51 Legierungsbestandteile sind hauptsächlich Silber und Kupfer. Durch die Legierung von Gold werden vor allem drei Eigenschaften beeinflusst: Preis, Farbe und Härte. Hauptvorteile des 750 ‰ Goldes (18 Karat) sind z. B: schöne Farbe, gute Verarbeitbarkeit, Widerstandsfähigkeit, größere Härte im Vergleich zu reinem Gold.

Halbmetalle

Ü 6.1 Die Anzahl der Valenzelektronen nimmt innerhalb einer Periode von links nach rechts zu. Die Elemente der 1. und der 17. Gruppe sind besonders reaktionsfähig.

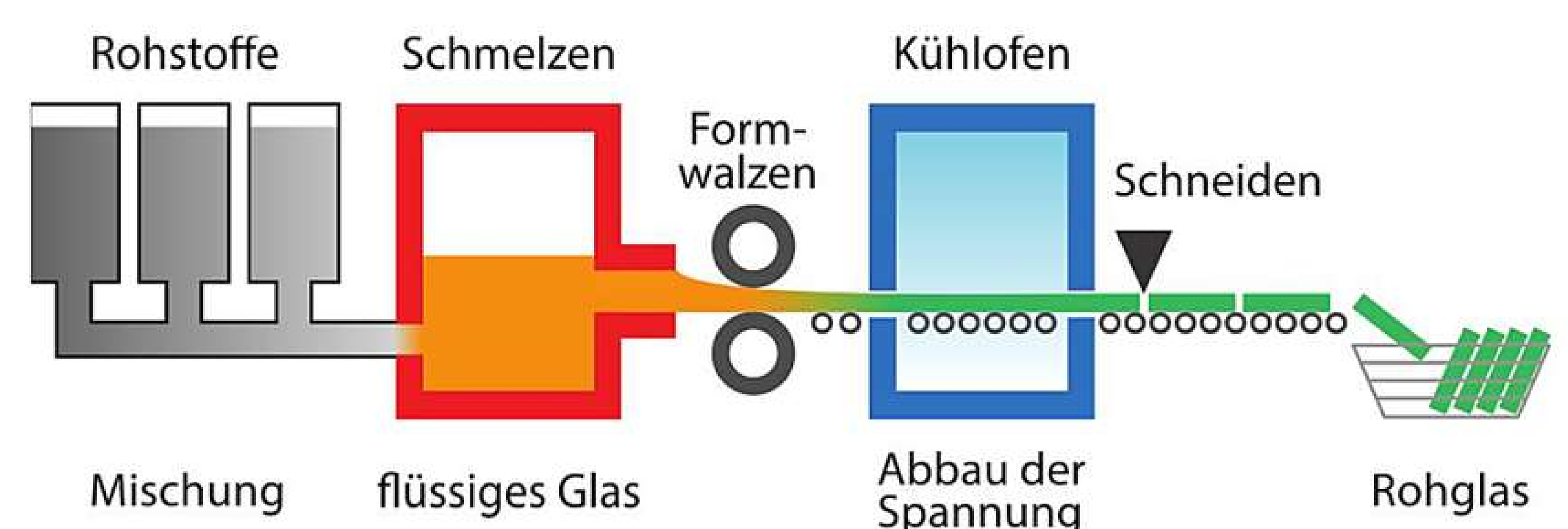
Ü 6.2 Die Änderung des Metallcharakters erfolgt wie die Änderung zur Bildung von Kationen. Metalle bilden Kationen, Nichtmetalle Anionen.

Ü 6.3

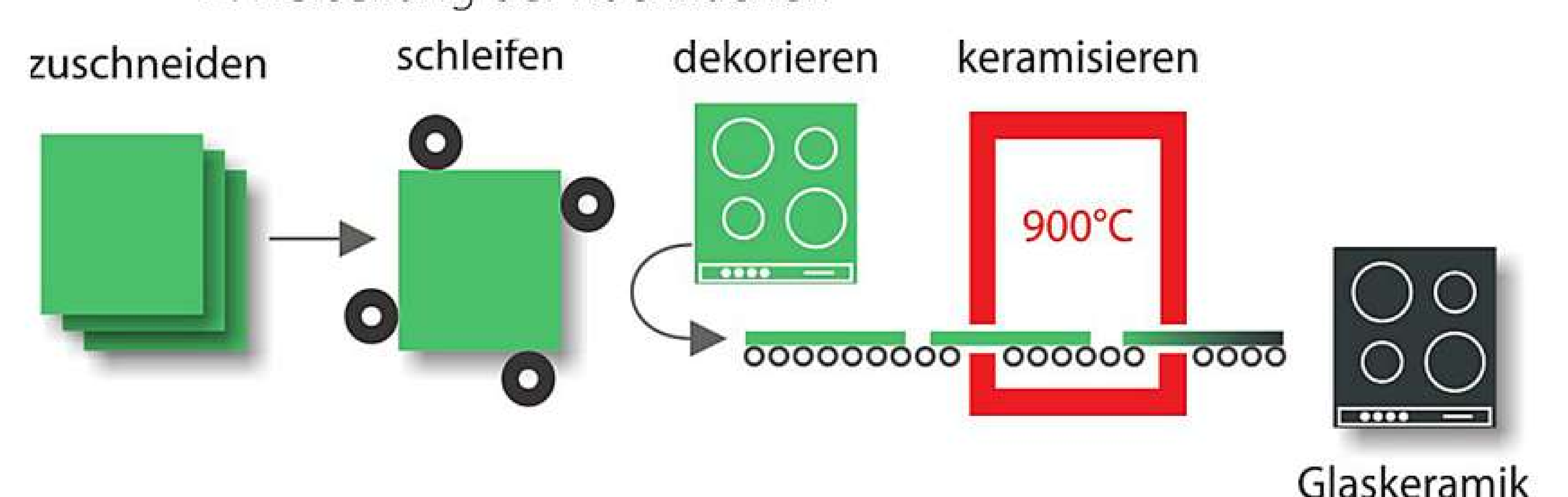
Name	Natrium	Magnesium	Aluminium	Silicium	Phosphor	Schwefel	Chlor	Argon
OZ	11	12	13	14	15	16	17	18
Valenzelektronen	1	2	3	4	5	6	7	8
Schmelzpunkt	97,8	650	660,4	1412	44,1	119	-101	-189,2
Siedepunkt	882,9	1107	2467	3280	280	444,6	-34,1	-185,8

Ü 6.4 Kohlenstoffdioxid, CO_2.

Ü 6.5 1. Glasherstellung



2. Hersellung der Kochflächen



Ü 6.6 Individuelle Lösungen

Ü 6.7 Weil Flusssäure Glas auflöst.

Ü 6.8 Glas für Laborgeräte ist besonders temperatur- und chemikalienbeständig. Aufgrund seiner geringen Wärmeausdehnung ist es auch unempfindlich gegenüber plötzlichen Temperaturschwankungen.

Ü 6.9 Kalkmörtel ist ein Luftmörtel und daher nicht stabil gegen Wasser.

Ü 6.10 5,6 kg CaO

Ü 6.11 Steinbruch – Trocknen und Mahlen – Homogenisieren – Brennen – Mahlen des Klinkers – Abfüllen

Ü 6.12 Je nach verwendeten Zusätzen kann man die Eigenschaften von Beton verschiedenen Anwendungen anpassen. Beispiele: Stahlbeton enthält Eisen und besitzt dadurch eine höhere Stabilität. Faserbeton enthält Glas- oder Kunststofffasern. Im Polymerbeton wird Zement durch Epoxyharz ersetzt. Dadurch erfolgt eine raschere Aushärtung. Estrichbeton ist besonders feinkörnig und wird vor allem für Böden in Gebäuden verwendet.

Ü 6.13 $\overset{+4\,-2}{SiO_2} + 2\,\overset{0}{C} \rightarrow 2\,\overset{+2\,-2}{CO} + \overset{0}{Si}$
Silicium wird reduziert, SiO_2 ist also das Oxidationsmittel. Der Kohlenstoff wird oxidiert, er ist also das Reduktionsmittel.

Ü 6.14 Bor: 3 Valenzelektronen, Silicium: 4 Valenzelektronen, Arsen: 5 Valenzelektronen

Ü 6.15 Im Gegensatz zu Metallen leiten Halbleiter den Strom nur unter Einfluss von Licht oder Wärme.

Ü 6.16 Tiegelziehen, Zonenziehen.

Ü 6.17 *Silicon Valley is in the north of California, south of San Francisco Bay Area. The term originally referred to the large number of silicon chip manufacturers in this area.*

Salze

Ü 7.1 Metalle besitzen Kristallgitter aus Kationen und dazwischen frei bewegliche Elektronen. Das Kristallgitter von Salzen besteht aus Kationen und Anionen.

Ü 7.2 Brom: 7, Br^-; Strontium: 2, Sr^{2+}; Iod: 7, I^-; Gallium: 3, Ga^{3+}; Zink: 2, Zn^{2+}; Barium: 2, Ba^{2+}

Ü 7.3 **a)** $PbCl_4$
b) As_2S_5
c) CuS
d) Na_2O
e) Al_2S_3
f) FeS

Ü 7.4 Na_2O, KF, $BeCl_2$, CaO, Na_2S, FeO, Fe_2O_3

Ü 7.5 CuS: Kupfer(II)-sulfid, K_2O: Kaliumoxid, FeO: Eisen(II)-oxid, $ZnCl_2$: Zinkchlorid, AgCl: Silberchlorid, ZnS: Zinksulfid

Ü 7.6 PbO: Blei(II)-oxid, PbO_2: Blei(IV)-oxid, Cu_2S: Kupfer(I)-sulfid, CuS: Kupfer(II)-sulfid, Sb_2S_3: Antimon(III)-sulfid, Sb_2S_5: Antimon(V)-sulfid

Ü 7.7 *Sodium and chlorine ions are arranged in a regular lattice. They are held together by strong ionic bonds.*

Ü 7.8 Bei der Reaktion von Chlor mit Wasser bildet sich atomarer Sauerstoff. Dieser ist für die bleichende und desinfizierende Wirkung von Chlor verantwortlich.

Ü 7.9 $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\,HCl$

Ü 7.10 Eisen(III)-chlorid: $2\,Fe + 3\,Cl_2 \rightarrow 2\,FeCl_3$

Ü 7.11 Abscheidung von elementarem Brom

Ü 7.12 Zink und Magnesium stehen in der Spannungsreihe oberhalb des Wasserstoffes, sind also unedler und können diesen reduzieren. Silber oder Gold hingegen stehen unterhalb des Wasserstoffes.

Ü 7.13 *Corrosive, dangerous for the environment.*

Ü 7.14 HCl, H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4, H_2CO_3

Ü 7.15 Rotfärbung von Phenolphthalein zeigt eine basische Lösung an. Nein (Methylorange zeigt keinen Farbunterschied zwischen einer neutralen und basischen Lösung).

Ü 7.16 Kohlensäure: Mineralwasser, Bier, Sekt
Ascorbinsäure: Grünkohl, Zitrusfrüchte, AspirinC-Brausetabletten®
Ethansäure: Essig
Zitronensäure: Zitrusfrüchte

Ü 7.17 $HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_3^-$

Ü 7.18 $NH_3 + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+$
$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

Ü 7.19 Kohlensäure: Hydrogencarbonat (HCO_3^-), Carbonat (CO_3^{2-})
Schwefelwasserstoff: Hydrogensulfid (HS^-), Sulfid (S^{2-})
Arsensäure: Dihydrogenarsenat ($H_2AsO_4^-$), Hydrogenarsenat ($HAsO_4^{2-}$), Arsenat (AsO_4^{3-})

Ü 7.20 Calciumhydrogensulfat – $Ca(HSO_4)_2$, Calciumsulfat – $CaSO_4$

Ü 7.21 $H_3PO_4 + NaOH \rightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$ (Natriumdihydrogenphosphat)
$H_3PO_4 + 2\,NaOH \rightarrow Na_2HPO_4 + 2\,H_2O$ (Dinatriumhydrogenphosphat)
$H_3PO_4 + 3\,NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + 3\,H_2O$ (Trinatriumphosphat)

Ü 7.22 10 ml 0,1 M Schwefelsäure (H_2SO_4): 20 ml 0,1-molare Natronlauge
10 ml 0,1 M Phosphorsäure (H_3PO_4): 30 ml 0,1-molare Natronlauge
10 ml 0,1 M Salzsäure (HCl): 10 ml 0,1-molare Natronlauge

Ü 7.23 0,85 mol = 34 mg Natronlauge

Ü 7.24 pH-Wert 4 = sauer: Lackmus – rot, Methylorange – rot, Phenolphthalein – farblos

Ü 7.25 $[H_3O^+] = 0{,}0000001 = 10^{-7}$; die Lösung hat einen pH-Wert von 7 und ist neutral

Ü 7.26 Magensaft (1 – 1,5), Coca Cola (2 – 3), Zitronensaft (2,4), Essig (2,5), Orangensaft (3,5), Apfelsaft (3,5), Wein (4), Bier (4,5), Saurer Regen (unter 5), Kaffee (5), Tee (5,5), Mineralwasser (6), Milch (6,5), Speichel (6,5 – 7,5), Leitungswasser (6 – 8), Blut (7,4), Meerwasser (8), Seife (9 – 10)

Ü 7.27 $[OH^-] = 10^{-2}$, $[H_3O^+] = 10^{-12}$; pH = 12

Molekulare Stoffe

Ü 8.1 Ionenbindung: Metall + Nichtmetall; Kristallgitter aus Kationen und Anionen
Kovalente Bindung: gleiche oder verschiedene Nichtmetalle; Bindung durch ein oder mehrere gemeinsame Elektronenpaare; Molekül.
Metallbindung: Kristallgitter besteht aus Metallkationen mit dazwischen frei beweglichen Elektronen.

Ü 8.2 Kupfer: Metallbindung, Kupferchlorid: Ionenbindung, Wasser: kovalente Bindung, Schwefelsäure: kovalente Bindung, Natrium: Metallbindung, Natriumchlorid: Ionenbindung, Methan: kovalente Bindung, Sauerstoff: kovalente Bindung

Ü 8.3 CH_4: Molekül, $CaCl_2$: Salz, H_2O: Molekül, N_2: Molekül, $CuSO_4$: Salz, NH_3: Molekül, $Ca(NO_3)_2$: Salz, CO_2: Molekül, I_2: Molekül

Ü 8.4 Fluor besitzt 7 Valenzelektronen und nur 2 Schalen. Die Anziehungskraft auf ein weiteres Elektron zur Vervollständigung der Edelgaskonfiguration ist daher besonders groß.
Francium besitzt ein Valenzelektron in der 7. Schale. Wegen der geringen Anziehung durch den Atomkern kann es besonders leicht abgegeben werden.

Ü 8.5 |F̄–F̄| ⟨O=C=O⟩ H–B̄r|

Ü 8.6 Aufgrund der beiden freien Elektronenpaare am Sauerstoffatom ist das Wassermolekül gewinkelt gebaut. Es besitzt daher räumlich getrennte Teilladungen.

Ü 8.7 *H_2O: liquid, H_2S: gaseous, H_2Se: gaseous, H_2Te: gaseous, H_2Po: liquid*

Ü 8.8 Wasser dehnt sich beim Gefrieren aus. Es hat also in fester Form ein größeres Volumen als in flüssiger Form. Daher ist die Dichte (Masse pro Volumen) von Eis kleiner als die Dichte von flüssigem Wasser.

Ü 8.9 Wassermoleküle können aufgrund ihrer Größe nicht sofort in das Innere des Kristallgitters eindringen. Sie lagern sich daher an die außen befindlichen Ionen an und lösen diese aus dem Kristallgitter heraus.

Ü 8.10 265 g Natriumchlorid

Ü 8.11 Kaliumsulfat wird auskristallisieren.

Ü 8.12 Warmes Wasser hat weniger Sauerstoff gelöst als kaltes Wasser (die Löslichkeit von Gasen nimmt mit zunehmender Temperatur der Lösung ab).

Sauerstoff

Ü 9.1 Beim Komprimieren prallen die Teilchen des Gases öfter aufeinander und an die Gefäßwand. Dies bewirkt die Erwärmung. Beim Expandieren muss für die gleichmäßige Verteilung der Teilchen im größeren Volumen Energie aufgewendet werden. Diese wird der Umgebung entzogen.

Ü 9.2 Zuerst Stickstoff (Sp. –196 °C), dann Sauerstoff (Sp. –183 °C)

Ü 9.3 Der Siedepunkt von Argon liegt mit –186 °C unterhalb von dem des Sauerstoffs (–183 °C). Es verdampft daher früher.

Ü 9.4 $S + O_2 \rightarrow SO_2$
$2\,C + O_2 \rightarrow 2\,CO$
$2\,Mg + O_2 \rightarrow 2\,MgO$

Ü 9.5 $\overset{+2}{Mn}O$, $\overset{+4}{Mn}O_2$, $\overset{+1}{Cu}_2O$, $\overset{+2}{Cu}O$

Ü 9.6 Durch Blitzentladungen entsteht aus Sauerstoff Ozon.

Ü 9.7 UV-Lampen produzieren Ozon zum Keimfreihalten der Luft. Ozon ist giftig.

Ü 9.8 Individuelle Lösungen

Ü 9.9 Individuelle Lösungen

Stickstoff und Wasserstoff

Ü 10.1 Jedes Gewebe reagiert unterschiedlich auf Kälte, benötigt eine besondere Abkühlgeschwindigkeit und eine bestimmte Flüssigkeit, mit der es eingefroren wird.

Ü 10.2 Z. B. Einfrieren von Ei-, Samenzellen, Embryonen

Ü 10.3 Stickstoff ist inert, während Sauerstoff oxidierend wirkt.

Ü 10.4 Wasserstoff ist explosiv im Gemenge mit Sauerstoff.

Ü 10.5 Wasserstoff ist brennbar!

Ü 10.6 Magnesium, Eisen

Ü 10.7 **a)** Kavernen in Salzlagerstätten, Stahlflaschen, Tanks, Metallhydride (Wasserstoff wird – wie Wasser in einem Schwamm – in Verbindungen aus mehreren Metallen eingelagert)
b) 1839 von Sir William Robert Grove
c) AFC (Alkaline Fuel Cell) für Raumfahrt, U-Boote

Ü 10.8 Die Elektrolyse verbraucht große Mengen an Energie.

Ü 10.9 Bei einer exothermen Reaktion wird Energie freigesetzt. Durch Zufuhr von Wärme kann man das Gleichgewicht auf die Seite der Ausgangsstoffe, durch Abführen der Wärme auf die Seite der Endprodukte verschieben.

Ü 10.10 Theoretisch würde man die höchste Ausbeute an Ammoniak bei einem möglichst hohen Druck und einer möglichst niedrigen Temperatur erreichen. Der verwendete Katalysator benötigt jedoch eine Mindesttemperatur von 400 – 500 °C. Daher beschreitet man einen Mittelweg: eine Temperatur von 500 °C und einen Druck von 200 bar. Dabei erhält man eine Ausbeute von knapp 20 % Ammoniak.

Ü 10.11 Ein Sicherheitsdatenblatt dient der Darstellung sicherheitsbezogener Informationen über Stoffe. Es soll dem Verwender zeigen, welche Maßnahmen für einen sicheren Umgang mit dem Stoff zu treffen sind.
Sicherheitshinweise:
Schutzhandschuhe/Schutzkleidung/Augenschutz/Gesichtsschutz tragen
Bei Verschlucken: Mund ausspülen.
Bei Kontakt mit den Augen: einige Minuten lang behutsam mit Wasser spülen.
Bei Einatmen: An die frische Luft bringen und in eine Position bringen, in der sie leicht atmet.
Gefahrenpiktogramme: GHS 05 Verätzung, GHS 07 Ausrufzeichen

Ü 10.12 $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$
$2\,NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$
$3\,NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_3PO_4$

Ü 10.13 Stickoxide bewirken die Bildung von bodennahem Ozon. Sie sind verantwortlich für Versauerung von Böden und führen neben Schwefeldioxid zu saurem Regen. Stickoxide entstehen überwiegend als Nebenprodukt bei der Verbrennung von Brenn- und Treibstoffen.

Individuelle Lösungen

Ü 10.14 **1.** Gewinnung von Stickstoff und Wasserstoff:
$CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3\,H_2$, $2\,CH_4 + O_2 + 4\,N_2 \rightarrow 2\,CO + 4\,H_2 + 4\,N_2$
2. Haber-Bosch-Verfahren zur Gewinnung von Ammoniak:
$N_2 + 3\,H_2 \rightleftharpoons 2\,NH_3$
3. Ostwald-Verfahren zur Verbrennung von Ammoniak:
$4\,NH_3 + 5\,O_2 \rightarrow 4\,NO + 6\,H_2O$
4. Stickstoffmonoxid reagiert mit weiterem Sauerstoff zu Stickstoffdioxid: $2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$
5. Bildung von Salpetersäure: $4\,NO_2 + 2\,H_2O + O_2 \rightarrow 4\,HNO_3$

Ü 10.15 Salpetersäure zerfällt unter Einwirkung von Licht in der Umkehrung der Bildungsreaktion:
$4\,HNO_3 \rightarrow 4\,NO_2 + 2\,H_2O + O_2$; das gebildete Stickstoffdioxid färbt die Lösung gelb.

Ü 10.16 Kupfer(II)-nitrat, Ammoniumnitrat, $Ca(NO_3)_2$, $Pb(NO_3)_2$, $Fe(NO_3)_3$

Ü 10.17 Ammoniumnitrat: 0,35 % (350 g N); Ammoniumsulfat: 0,21 % (210 g N), Ammoniumphosphat: 0,28 % (280 g N)

Ü 10.18 Durch Verbrennung, aus Luft durch Blitzentladung. Nitrifizierung ist die Bildung von Nitrat (NO_3^-), Denitrifizierung ist der Abbau von Nitrat zu Stickstoff.

Ü 10.19 Stickstoff-Dünger, Stickstoff-Phosphor-Dünger, Stickstoff-Phosphor-Kali-Dünger. Complex 24/14 ist ein Stickstoff-Phosphor-Dünger mit 24 % Gesamtstickstoff, 14 % Phosphat und Beimengungen von Schwefel, Kupfer und Zink.

Schwefel

Ü 11.1 Sauerstoff: K = 2, L = 6; Schwefel: K = 2, L = 8, M = 6. Beide besitzen 6 Valenzelektronen, Sauerstoff hat eine, Schwefel zwei Schalen.

Ü 11.2 Physikalisches Verfahren, weil der Schwefel nur geschmolzen wird.

Ü 11.3 $2\,\overset{+1\,-2}{H_2S} + \overset{0}{O_2} \rightarrow 2\,\overset{0}{S} + 2\,\overset{+1\,-2}{H_2O}$

Ja, die Oxidationszahlen ändern sich. Der Schwefel wird oxidiert, H_2S ist das Reduktionsmittel. Der Sauerstoff wird reduziert und ist das Oxidationsmittel.

Ü 11.4 Kaliumsulfit, Natriumhydrogensulfit, Calciumsulfit, Calciumsulfat

Ü 11.5 Kohle enthält Schwefel, der bei der Verbrennung zu Schwefeldioxid reagiert. Schwefeldioxid ist u. a. die Ursache für Sauren Regen. CH_4 ist somit umweltfreundlicher.

Ü 11.6 Schwefeldioxid + Metalloxide

Ü 11.7 Individuelle Lösungen

Ü 11.8 Kontakt-Verfahren:
1. Verbrennen von Schwefel: $S + O_2 \rightarrow SO_2$
2. Katalytische Oxidation von Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid:
$2\,SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\,SO_3$
3. Auflösen von Schwefeltrioxid in Schwefelsäure
4. Verdünnen der konzentrierten Schwefelsäure

Ü 11.9 Reversible Reaktionen sind umkehrbare Reaktionen.

Ü 11.10 Schwefeltrioxid ist in reinem Wasser schlecht löslich.

Kohlenstoff

Ü 12.1 Individuelle Lösungen

Ü 12.2 Kohlendioxid ist schwerer als Luft und wirkt erstickend.

Ü 12.3 $2\,NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,HCl$

Ü 12.4 Magensäure ist Salzsäure: $NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2$

Ü 12.5 Die im Sauren Regen enthaltenen Säuren (z. B. schwefelige Säure) sind stärker als die Kohlensäure und können diese daher aus ihren Salzen verdrängen, was die Zerstörung des Kalksteins bewirkt: z. B.: $CaCO_3 + H_2SO_3 \rightarrow CaSO_3 + H_2O + CO_2$

Ü 12.6 Natriumcarbonat, Calciumhydrogencarbonat, $MgCO_3$, $CuCO_3$

Ü 12.7 Pflanzen werden bevorzugt bei Anwesenheit von Licht assimilieren, bei Dunkelheit atmen.

Ü 12.8 Individuelle Lösungen

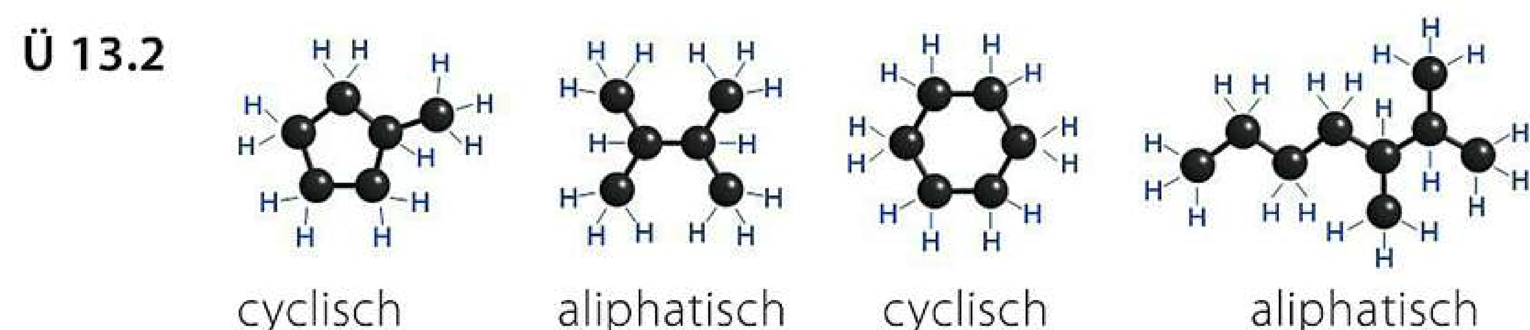
Ü 12.9 Individuelle Lösungen

Ü 12.10 *The ice at the poles will melt. Sea levels will rise, and may drown low-lying coasts. Experts predict more storms, droughts, floods, and famine. It will mean disaster for millions of people. The change of climate is already happening.*

Kohlenwasserstoffe

Ü 13.1 Kohlenstoff besitzt 4 Valenzelektronen und braucht daher noch weitere 4 Elektronen für eine Edelgaskonfiguration. Wasserstoff hat ein Valenzelektron und braucht nur noch ein weiteres Elektron, weil in der ersten Schale nur maximal zwei Elektronen Platz haben.
Sauerstoff ist zweibindig, Stickstoff dreibindig.

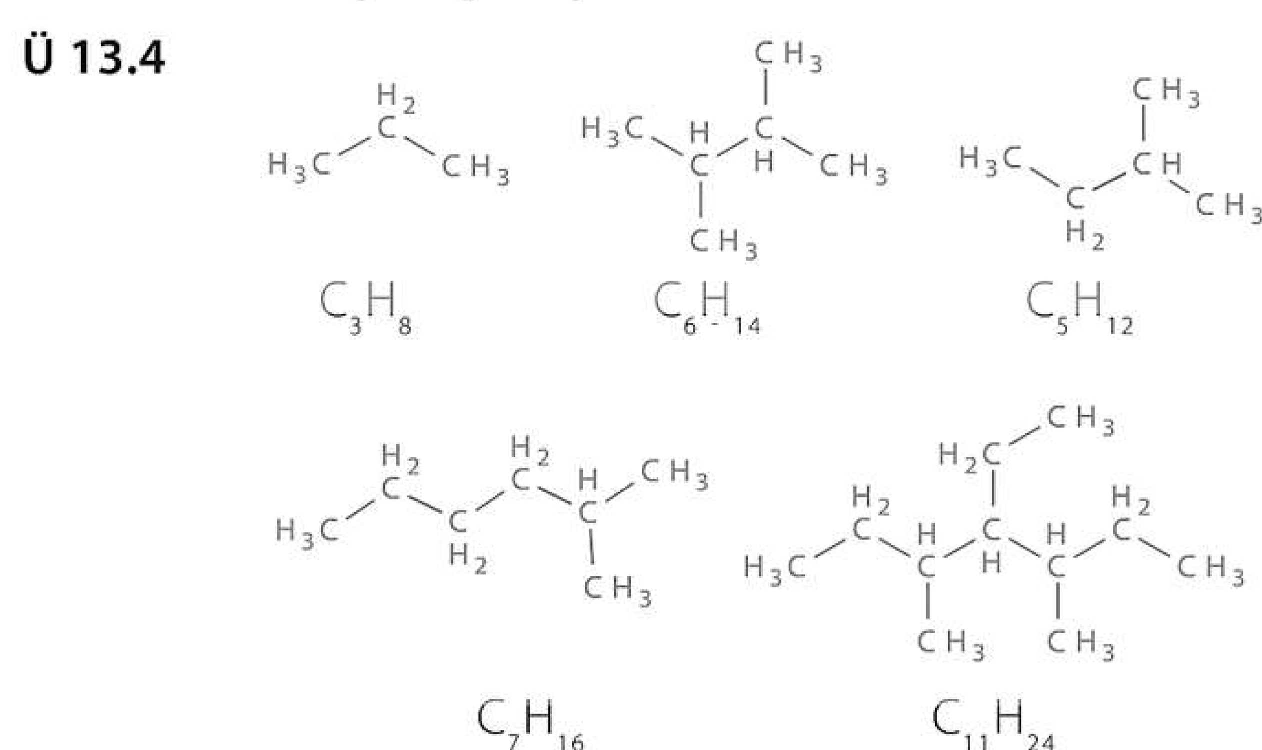
Ü 13.2



cyclisch aliphatisch cyclisch aliphatisch

Ü 13.3 **a)** 81,7 % Kohlenstoff und 18,3 % Wasserstoff
b) 1 : 2,6667 CxH2,6667x (C_3H_8 oder C_6H_{16} oder …)
c) C_3H_8 = 44 u
$CH_3–CH_2–CH_3$

Ü 13.4



C_3H_8 C_6H_{14} C_5H_{12}

C_7H_{16} $C_{11}H_{24}$

Ü 13.5 **a)** Man verwendet ihren Siedepunkt.
b) Bei der atmosphärischen Destillation erfolgt die Trennung bei normalem Luftdruck, bei der Vakuumdestillation bei Unterdruck.
c) Gase, Rohbenzin, Petroleum, Mitteldestillate, atmosphärischer Rückstand.

Ü 13.6 *Hydrocarbons consist only of carbon and hydrogen. Alkanes are the simplest family of hydrocarbons. The carbon atoms form chains and each carbon atom is linked only by one covalent bond to another carbon atom. E.g. hexane.*

Ü 13.7 Bei einer homologen Reihe unterscheiden sich die aufeinanderfolgenden Glieder jeweils durch den Mehrgehalt einer CH_2-Gruppe.

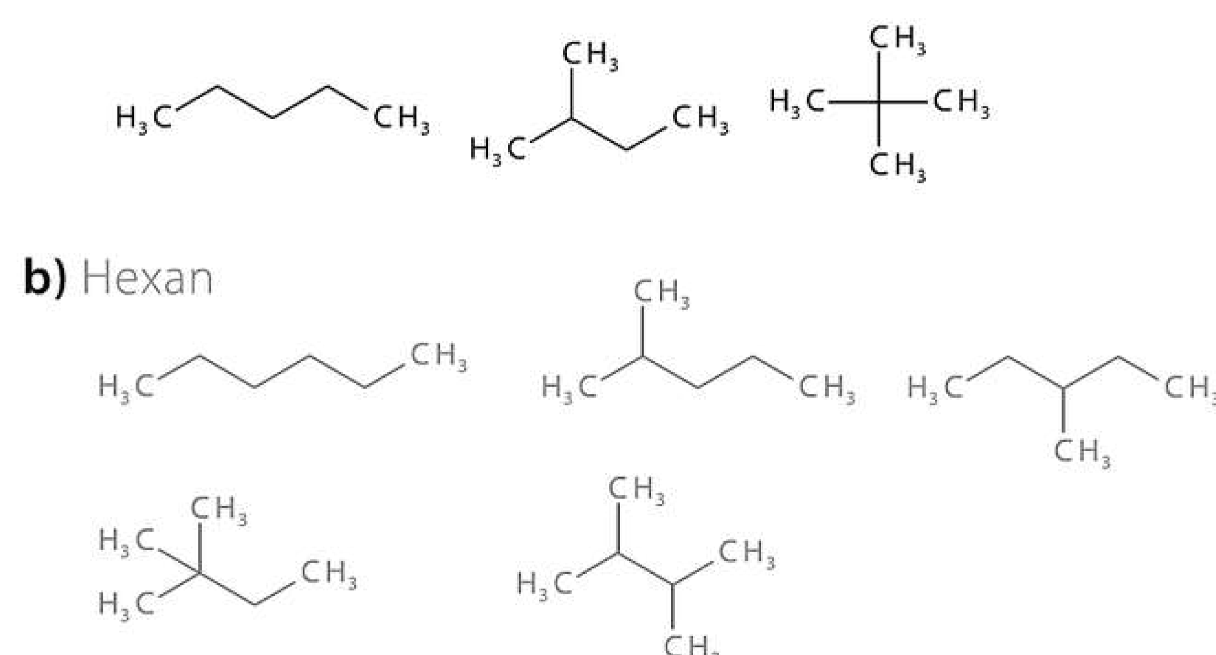
Ü 13.8 **a)** CH_3-CH_2-CH_2-CH_3 Butan
b) CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3 Hexan
c) CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH3 Heptan

Ü 13.9 $C_{15}H_{32}$

Ü 13.10 $C_{12}H_{26}$

Ü 13.11 **a)** Pentan

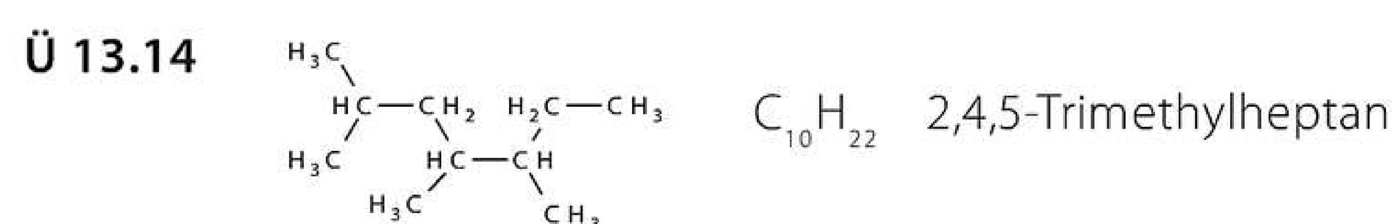
b) Hexan



Ü 13.12 **a)** Nein, die Verbindungen sind identisch.
b) Ja, gleiche Summenformel, verschiedene Strukturformel

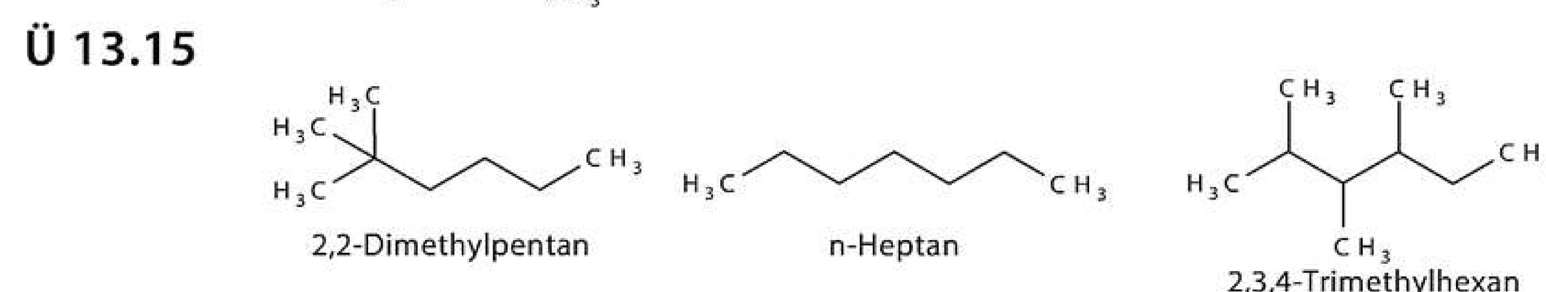
Ü 13.13 **a)** n-Pentan, 2-Methylbutan, 2,2-Dimethylpropan
b) n-Hexan, 2-Methylpentan, 3-Methylpentan, 2,3-Dimethylbutan, 2,2-Dimethylbutan

Ü 13.14



$C_{10}H_{22}$ 2,4,5-Trimethylheptan

Ü 13.15



Ü 13.16 Ja, sie haben die gleiche Summenformel und eine verschiedene Struktur(formel).

Ü 13.17 In der organischen Chemie kennt man heute einige Millionen verschiedener Verbindungen. Mithilfe der Nomenklaturregeln kann jede Substanz eindeutig bezeichnet werden. Für einen wissenschaftlichen Informationsaustausch über Sprachgrenzen hinweg ist eine international einheitliche Benennungsvorschrift (Nomenklatur) Voraussetzung.

Ü 13.18 Siehe Tabelle 148.1, Seite 148

Ü 13.19 Margarine enthält Wasser, es wird daher keine klare Lösung entstehen.

Ü 13.20 $2\ C_6H_{14} + 19\ O_2 \rightarrow 12\ CO_2 + 14\ H_2O$

Ü 13.21
$CH_4 + 2\ Cl_2 \rightarrow CH_2Cl_2 + 2\ HCl$ (Dichlormethan)
$CH_4 + 3\ Cl_2 \rightarrow CHCl_3 + 3\ HCl$ (Trichlormethan – „Chloroform")
$CH_4 + 4\ Cl_2 \rightarrow CCl_4 + 4\ HCl$ (Tetrachlormethan – „Tetrachlorkohlenstoff")

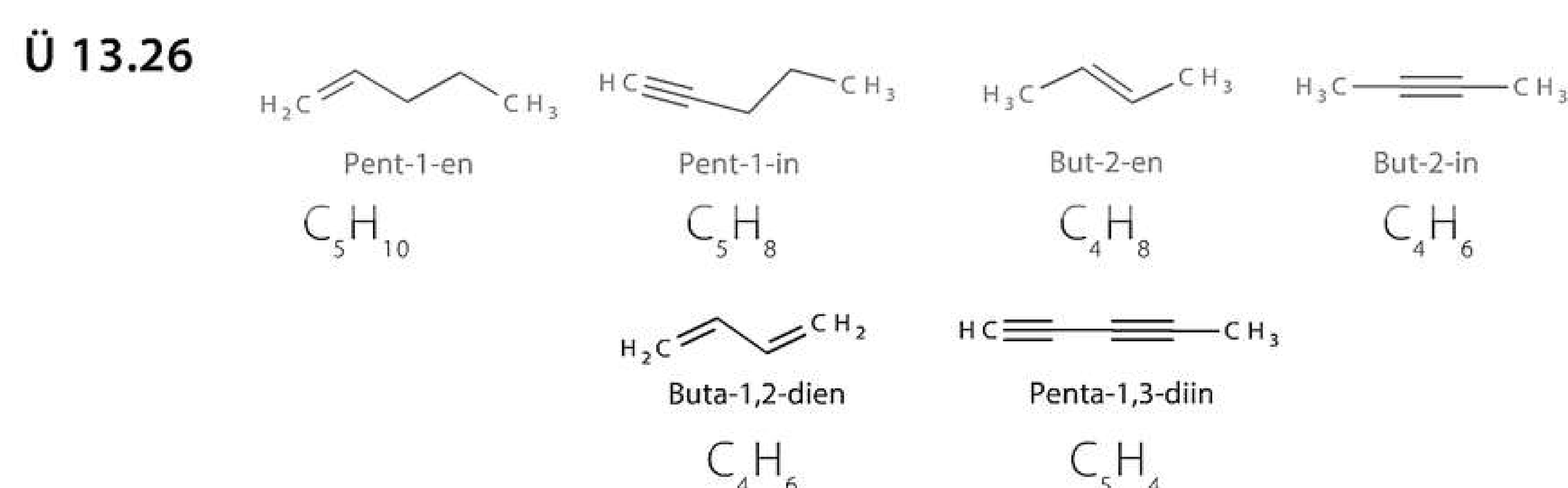
Ü 13.22 Mit einem flüssigen Kohlenwasserstoff, z. B. Hexan, Fleckbenzin

Ü 13. 23 Energieträger (Heizgase, Heizöle, Treibstoffe), Kerzen, Bitumen (Straßenbau), Rohstoff für organische Chemie (z. B. Kunststoffe)

Ü 13.24 Alkene: C_nH_{2n}, Alkine: C_nH_{2n-2}

Ü 13.25 Alkene: Ethen, Propen, Buten, Penten, Hexen, Hepten, Octen, Nonen, Decen
Alkine: Ethin, Propin, Butin, Pentin, Hexin, Heptin, Octin, Nonin, Decin

Ü 13.26



C_5H_{10} C_5H_8 C_4H_8 C_4H_6

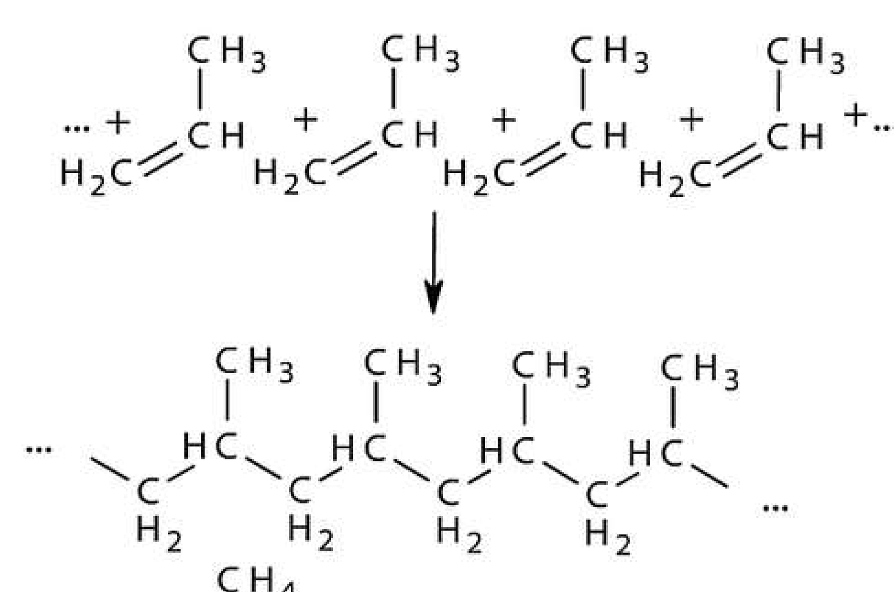
C_4H_6 C_5H_4

Ü 13.27 Substitutionsreaktion zeigen hauptsächlich gesättigte und aromatische Kohlenwasserstoffe, Additionsreaktion vorwiegend ungesättigte Kohlenwasserstoffe. Bei der Substitutionsreaktion werden einzelne Atome (meist Wasserstoffatome) gegen andere Atome oder Atomgruppen ausgetauscht. Bei der Additionsreaktion werden Atome unter Aufspaltung einer Mehrfachbindung an das Molekül gebunden.

Ü 13.28 Hydrophob

Ü 13.29 Gesättigte und ungesättigte Kohlenwasserstoffe sind farblose Substanzen, hydrophob und lipophil und brennbar.
Die gesättigten Kohlenwasserstoffe sind eher reaktionsträge, ihre bevorzugte Reaktion ist die Substitutionsreaktion.
Die ungesättigten Kohlenwasserstoffe sind reaktionsfähiger, ihre bevorzugte Reaktion ist die Additionsreaktion.

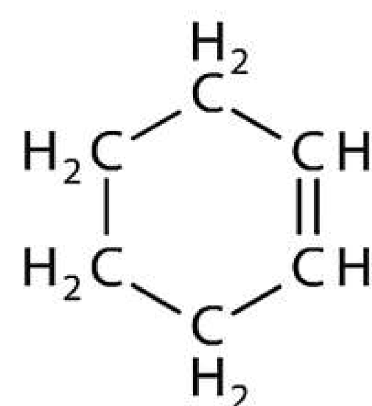
Ü 13.30



Ü 13.31 Kerzenwachs ist hydrophob. Daher ist Wasser ungeeignet.

Ü 13.32 Cycloalkane: Cyclopropan, Cyclobutan, Cyclopentan, Cyclohexan, Cycloheptan
Cycloalkene: Cyclopropen, Cyclobuten, Cyclopenten, Cyclohexen, Cyclohepten

Ü 13.33



Ü 13.34 Dekalin: $C_{10}H_{18}$, Adamantan: $C_{10}H_{16}$

Ü 13.35 Benzen: C_6H_6, Naphthen: $C_{10}H_8$, Methylbenzen: C_7H_8, Dimethylbenzen: C_8H_{10}, Benzpyren: $C_{20}H_{12}$

Ü 13.36 Cyclohexan ist ein gesättigter ringförmiger Kohlenwasserstoff mit der Summenformel C_6H_{12}. Benzen ist ein aromatischer Kohlenwasserstoff mit der Summenformel C_6H_6.

Ü 13.37 Mithilfe von Brom kann man zwischen gesättigten und ungesättigten Verbindungen unterscheiden: Brom wird von ungesättigten Verbindungen an die Mehrfachbindung(en) gebunden. Dadurch tritt Entfärbung ein.

Ü 13.38 Fe^{2+}; Eisenmangel (Anämie)

Ü 13.39 Nucleinsäuren sind die Träger der genetischen Information eines Organismus. Man unterscheidet RNA (Ribonukleinsäure, *ribonucleic acid*) und DNA (Desoxyribonukleinsäure, *deoxyribonucleic acid*)

Ü 13.40 Substitutionsreaktion von Ethan mit Cl_2: $C_2H_6 + Cl_2 \rightarrow C_2H_5Cl + HCl$ oder Addition von HCl an Ethen: $C_2H_4 + HCl \rightarrow C_2H_5Cl$

Ü 13.41 Funktionelle Gruppen bestimmen die Eigenschaften und das Reaktionsverhalten von organischen Verbindungen. Beispiele sind die Doppelbindung der Alkene, die Dreifachbindung der Alkine, die Hydroxylgruppe der Alkohole, die Aldehydgruppe, die Carboxylgruppe der Carbonsäuren.

Ü 13.42 Halogenkohlenwasserstoff, Aldehyd, Alkohol, Ester, Carbonsäure, Halogenkohlenwasserstoff

Ordnungszahl, relative Masse, Schmelzpunkt, Siedepunkt: 1 H Wasserstoff; 1,008; -252,7; -259,2

Metalle · Nichtmetalle · Halbmetalle

fest · flüssig · gasförmig

	1 Alkalimetalle	2 Erdalkalimetalle	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Borgruppe	14 Kohlenstoffgruppe	15 Stickstoffgruppe	16 Erzbildner (Chalkogene)	17 Salzbildner (Halogene)	18 Edelgase
			Übergangselemente															
1	1 H Wasserstoff; 1,008; -252,7; -259,2																	2 He Helium; 4,003; -271,4; -268,9
2	3 Li Lithium; 6,941; 181; 1 342	4 Be Beryllium; 9,012; 1 285; 2 970											5 B Bor; 10,811; 2 100; 2 550	6 C Kohlenstoff; 12,011; >3 550; ~4 830	7 N Stickstoff; 14,007; -210; -195,8	8 O Sauerstoff; 15,999; -218,8; -183	9 F Fluor; 18,998; -219,6; -188,2	10 Ne Neon; 20,183; -248,6; -246
3	11 Na Natrium; 22,989; 97,8; 882,9	12 Mg Magnesium; 24,32; 650; 1 107											13 Al Aluminium; 26,982; 660,4; 2 467	14 Si Silicium; 28,086; 1 412; 3 280	15 P Phosphor; 30,974; 44,1 (weiß); 280	16 S Schwefel; 32,064; 119; 444,6	17 Cl Chlor; 35,453; -101; -34,1	18 Ar Argon; 39,948; -189,2; -185,8
4	19 K Kalium; 39,098; 63,7; 774	20 Ca Calcium; 40,08; 838; 1 440	21 Sc Scandium; 44,956; 1 541; 2 836	22 Ti Titan; 47,88; 1 610; 3 287	23 V Vanadium; 50,942; 1 929; 3 400	24 Cr Chrom; 51,996; 1 890; 2 670	25 Mn Mangan; 54,938; 1 244; 2 032	26 Fe Eisen; 55,847; 1 535; ~ 3 000	27 Co Cobalt; 58,933; 1 495; ~ 3 100	28 Ni Nickel; 58,69; 1 453; 2 732	29 Cu Kupfer; 63,546; 1 083; 2 595	30 Zn Zink; 65,39; 419,5; 907	31 Ga Gallium; 69,72; 29,8; 2 400	32 Ge Germanium; 72,59; 937,4; 2 830	33 As Arsen; 74,922; 817; —	34 Se Selen; 78,96; 217; 685	35 Br Brom; 79,904; -7,2; 58,78	36 Kr Krypton; 83,80; -157,0; -153,4
5	37 Rb Rubidium; 85,468; 38,9; 686	38 Sr Strontium; 87,62; 769; 1 384	39 Y Yttrium; 88,906; 1 522; 3 338	40 Zr Zirconium; 91,224; 1 852; 4 377	41 Nb Niob; 92,906; 2 468; 4 927	42 Mo Molybdän; 95,94; 2 620; 5 560	43 Tc Technetium; (98); 2 172; 4 877	44 Ru Ruthenium; 101,07; 2 310; 3 900	45 Rh Rhodium; 102,906; 1 970; 3 730	46 Pa Palladium; 106,42; 1 550; 3 125	47 Ag Silber; 107,868; 961; 2 163	48 Cd Cadmium; 112,41; 321; 767	49 In Indium; 114,82; 156,6; 2 080	50 Sn Zinn; 118,71; 231,9; 2 270	51 Sb Antimon; 121,75; 630,5; 1 637	52 Te Tellur; 127,60; 449; 990	53 I Iod; 126,904; 113,5; 184,5	54 Xe Xenon; 131,30; -111,8; -108,1
6	55 Cs Cäsium; 132,905; 28,5; 705	56 Ba Barium; 137,33; 710; 1 640		72 Hf Hafnium; 178,49; 2 227; 4 602	73 Ta Tantal; 180,948; 3 020; ~ 5 500	74 W Wolfram; 183,85; ~ 3 400; ~ 5 900	75 Re Rhenium; 186,207; 3 186; 5 900	76 Os Osmium; 190,2; 3 045; 5 500	77 Ir Iridium; 192,20; 2 443; 4 527	78 Pt Platin; 195,08; 1 772; 3 827	79 Au Gold; 196,967; 1 064; 3 080	80 Hg Quecksilber; 200,59; -38,9; 357,3	81 Tl Thallium; 204,38; 303,5; 1 457	82 Pb Blei; 207,2; 327,5; 1 744	83 Bi Bismut; 208,98; 271,3; 1 560	84 Po Polonium; (210); 250; 962	85 At Astat; (210); ~ 244; ~ 309	86 Rn Radon; (222); -71; -61,8
7	87 Fr Francium; (223); ~ 20; ~ 660	88 Ra Radium; (226); 700; ~ 1 100		104 Rf Rutherfordium; (261); —; —	105 Db Dubnium; (262); —; —	106 Sg Seaborgium; (263); —; —	107 Bh Bohrium; (262); —; —	108 Hs Hassium; (265); —; —	109 Mt Meitnerium; (265); —; —	110 Ds Darmstadtium; (269); —; —	111 Rg Röntgenium; (272); —; —	112 Cn Copernicium; (277); —; —	113 Uut Ununtrium; (284); —; —	114 Uuq Ununquadium; (289); —; —	115 Uup Ununpentium; (288); —; —	116 Uuh Ununhexium; (292); —; —	117 Uus Ununseptium; (292); —; —	118 Uuo Ununoctium; (294); —; —

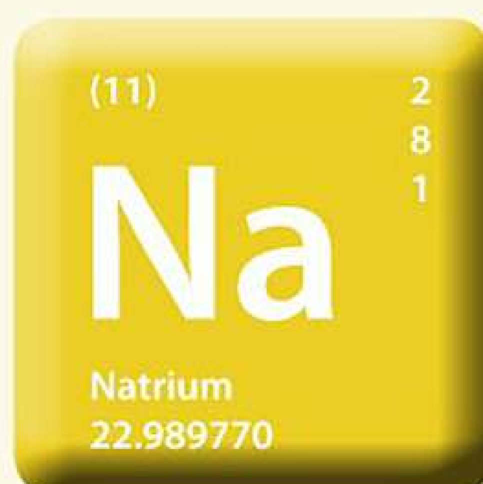
Lanthanoide	57 La Lanthan; 138,906; 920; 3 469	58 Ce Cer; 140,115; 795; 3 468	59 Pr Praseodym; 140,908; 931; 3 250	60 Nd Neodym; 144,24; 1 024; 3 027	61 Pm Promethium; (145); 1 042; ~ 3 000	62 Sm Samarium; 150,36; 1 074; 1 794	63 Eu Europium; 151,965; 826; 1 439	64 Gd Gadolinium; 157,25; 1 312; > 3 000	65 Tb Terbium; 158,925; 1 356; 3 230	66 Dy Dysprosium; 162,50; 1 407; 2 600	67 Ho Holmium; 164,93; 1 474; 2 700	68 Er Erbium; 167,26; 1 497; 2 900	69 Tm Thulium; 168,934; 1 545; 1 950	70 Yb Ytterbium; 173,04; 819; 1 196	71 Lu Lutetium; 174,97; 1 652; 3 327
Aktinoide	89 Ac Actinium; (227); 1 050; ~ 3 000	90 Th Thorium; 232,038; 1 755; 4 788	91 Pa Protactinium; 231,036; <1 600; —	92 U Uran; 238,029; 1 132; 3 818	93 Np Neptunium; (237); 630; —	94 Pu Plutonium; (244); 640; 3 232	95 Am Americium; (243); 994; —	96 Ac Curium; (247); —; —	97 Bk Berkelium; (247); ~ 1 000; —	98 Cf Californium; (251); —; —	99 Es Einsteinium; (252); —; —	100 Fm Fermium; (257); —; —	101 Md Mendelevium; (258); —; —	102 No Nobelium; (259); —; —	103 Lr Lawrencium; (260); —; —

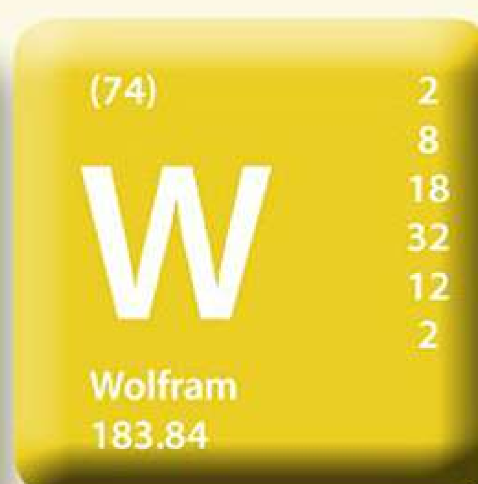
Ordnungs-zahl	Element	Symbol	Dichte (bei 20 °C)	Vorkommen in der Erdhülle (in %)	Entdeckung
1	Wasserstoff	H	0,0847 g/l	0,88	Cavendish, 1766
2	Helium	He	0,17 g/l	$4 \cdot 10^{-7}$	Ramsay/Cleve, 1895
3	Lithium	Li	0,53 g/cm³	0,006	Arfvedson, 1817
4	Beryllium	Be	1,85 g/cm³	$5 \cdot 10^{-4}$	Vauquelin, 1798
5	Bor	B	2,46 g/cm³	0,001	Davy/Gay-Lussac, 1808
6	Kohlenstoff	C	3,51 g/cm³	0,087	unbekannt, 5 000 v. Chr.
7	Stickstoff	N	1,17 g/l	0,03	Rutherford, 1772
8	Sauerstoff	O	1,33 g/l	49,4	Priestley/Scheele, 1774
9	Fluor	F	1,58 g/l	0,03	Moissan, 1886
10	Neon	Ne	0,84 g/l	$5 \cdot 10^{-7}$	Ramsay/Travers, 1898
11	Natrium	Na	0,97 g/cm³	2,64	Davy, 1807
12	Magnesium	Mg	1,74 g/cm³	1,94	Black, 1755
13	Aluminium	Al	2,7 g/cm³	7,57	Oersted, 1825
14	Silicium	Si	2,33 g/cm³	25,8	Berzelius, 1824
15	Phosphor	P	1,82 g/cm³	0,09	Brandt, 1669
16	Schwefel	S	2,06 g/cm³	0,048	unbekannt, 5 000 v. Chr.
17	Chlor	Cl	2,95 g/l	0,19	Scheele, 1774
18	Argon	Ar	1,66 g/l	$4 \cdot 10^{-4}$	Ramsay/Rayleigh, 1894
19	Kalium	K	0,86 g/cm³	2,4	Davy, 1807
20	Calcium	Ca	1,54 g/cm³	3,39	Davy, 1808
21	Scandium	Sc	2,99 g/cm³	$5 \cdot 10^{-4}$	Nilson, 1879
22	Titan	Ti	4,51 g/cm³	0,41	Gregor/Klaproth, 1791
23	Vanadium	V	6,09 g/cm³	0,01	del Rio, 1801
24	Chrom	Cr	7,14 g/cm³	0,02	Vauquelin, 1797
25	Mangan	Mn	7,44 g/cm³	0,085	Gahn, 1774
26	Eisen	Fe	7,87 g/cm³	4,7	unbekannt, 2 000 v. Chr.
27	Cobalt	Co	8,89 g/cm³	0,004	Brandt, 1735
28	Nickel	Ni	8,91 g/cm³	0,01	Cronstedt, 1751
29	Kupfer	Cu	8,92 g/cm³	0,01	unbekannt, 5 000 v. Chr.
30	Zink	Zn	7,14 g/cm³	0,01	unbekannt, 2 000 v. Chr.
31	Gallium	Ga	5,91 g/cm³	0,003	Lecoq de Boisbaudran, 1875
32	Germanium	Ge	5,32 g/cm³	$6 \cdot 10^{-4}$	Winkler, 1886
33	Arsen	As	5,72 g/cm³	$5{,}5 \cdot 10^{-4}$	Magnus, 1250
34	Selen	Se	4,82 g/cm³	$8 \cdot 10^{-5}$	Berzelius, 1817
35	Brom	Br	3,14 g/cm³	$6 \cdot 10^{-4}$	Balard, 1826
36	Krypton	Kr	3,48 g/l	$2 \cdot 10^{-8}$	Ramsay/Travers, 1898
37	Rubidium	Rb	1,53 g/cm³	0,03	Bunsen/Kirchhoff, 1861
38	Strontium	Sr	2,63 g/cm³	0,01	Crawford, 1790
39	Yttrium	Y	4,47 g/cm³	0,003	Gadolin, 1794
40	Zirkonium	Zr	6,51 g/cm³	0,02	Klaproth, 1789
41	Niob	Nb	8,58 g/cm³	0,002	Hatchet, 1801
42	Molybdän	Mo	10,28 g/cm³	0,001	Scheele, 1778
43	Technetium	Tc	11,49 g/cm³	$5 \cdot 10^{-16}$	Perrier/Segrè, 1937
44	Ruthenium	Ru	12,45 g/cm³	$2 \cdot 10^{-6}$	Claus, 1844
45	Rhodium	Rh	12,41 g/cm³	10^{-7}	Wollaston, 1803
46	Palladium	Pa	12,02 g/cm³	10^{-6}	Wollaston, 1803
47	Silber	Ag	10,49 g/cm³	10^{-5}	unbekannt, 4 000 v. Chr.
48	Cadmium	Cd	8,64 g/cm³	$3 \cdot 10^{-5}$	Stromeyer/Hermann, 1817
49	Indium	In	7,31 g/cm³	10^{-5}	Reich/Ritter, 1863
50	Zinn	Sn	7,29 g/cm³	0,003	unbekannt, 2 500 v. Chr.
51	Antimon	Sb	6,69 g/cm³	$6{,}5 \cdot 10^{-5}$	unbekannt, 3 000 v. Chr.
52	Tellur	Te	6,25 g/cm³	10^{-6}	v. Reichenstein, 1782
53	Iod	I	4,94 g/cm³	$6 \cdot 10^{-6}$	Courtois, 1811
54	Xenon	Xe	4,49 g/l	$2 \cdot 10^{-9}$	Ramsay/Travers, 1898
55	Cäsium	Cs	1,9 g/cm³	$6 \cdot 10^{-4}$	Kirchhoff/Bunsen, 1860
56	Barium	Ba	3,65 g/cm³	0,03	Davy, 1808

Ordnungszahl	Element	Symbol	Dichte (bei 20 °C)	Vorkommen in der Erdhülle (in %)	Entdeckung
57	Lanthan	La	6,16 g/cm³	0,002	Mosander, 1839
58	Cer	Ce	6,77 g/cm³	0,004	v. Hisinger/Berzelius, 1803
59	Praseodym	Pr	6,48 g/cm³	$5 \cdot 10^{-4}$	v. Welsbach, 1885
60	Neodym	Nd	7 g/cm³	0,002	v. Welsbach, 1895
61	Promethium	Pm	7,22 g/cm³	10^{-19}	Marinsky/Glendenin, 1945
62	Samarium	Sm	7,54 g/cm³	$6 \cdot 10^{-4}$	Lecoq de Boisbaudran, 1879
63	Europium	Eu	5,25 g/cm³	10^{-5}	Demaçay, 1901
64	Gadolinium	Gd	7,89 g/cm³	$6 \cdot 10^{-4}$	de Marignac, 1880
65	Terbium	Tb	8,25 g/cm³	9 · 10-5	Mosander, 1843
66	Dysprosium	Dy	8,56 g/cm³	$4{,}2 \cdot 10^{-4}$	Lecoq de Boisbaudran, 1886
67	Holmium	Ho	8,78 g/cm³	10^{-4}	Soret, 1878
68	Erbium	Er	9,05 g/cm³	$2 \cdot 10^{-4}$	Mosander, 1842
69	Thulium	Tm	9,32 g/cm³	$2 \cdot 10^{-5}$	Cleve, 1879
70	Ytterbium	Yb	6,97 g/cm³	$3 \cdot 10^{-4}$	de Marignac, 1878
71	Lutetium	Lu	9,84 g/cm³	$7 \cdot 10^{-5}$	Urbain, 1907
72	Hafnium	Hf	13,31 g/cm³	$4 \cdot 10^{-4}$	Coster/Hevesy, 1923
73	Tantal	Ta	16,68 g/cm³	$8 \cdot 10^{-4}$	Ekeberg, 1802
74	Wolfram	W	19,26 g/cm³	0,006	Gebrüder de Elhuyar, 1783
75	Rhenium	Re	21,03 g/cm³	10^{-7}	Noddack/Tacke/Berg, 1925
76	Osmium	Os	22,61 g/cm³	10^{-6}	Tenant, 1803
77	Iridium	Ir	22,65 g/cm³	10^{-7}	Tenant u. a., 1803
78	Platin	Pt	21,45 g/cm³	$5 \cdot 10^{-7}$	Scaliger, 1557
79	Gold	Au	19,32 g/cm³	$5 \cdot 10^{-7}$	unbekannt, 5 000 v. Chr.
80	Quecksilber	Hg	13,55 g/cm³	$4 \cdot 10^{-5}$	unbekannt, 1 500 v. Chr.
81	Thallium	Tl	11,85 g/cm³	$3 \cdot 10^{-5}$	Crookes, 1861
82	Blei	Pb	11,34 g/cm³	0,002	unbekannt, 2 500 v. Chr.
83	Bismut	Bi	9,8 g/cm³	$2 \cdot 10^{-5}$	Agricola, 1540
84	Polonium	Po	9,2 g/cm³	$2 \cdot 10^{-14}$	Curie, 1898
85	Astat	At		$3 \cdot 10^{-24}$	Corson/MacKenzie, 1940
86	Radon	Rn	9,23 g/l	$6 \cdot 10^{-16}$	Dorn, 1900
87	Francium	Fr		10^{-21}	Perey, 1939
88	Radium	Ra	5,5 g/cm³	10^{-10}	Curie, 1898
89	Actinium	Ac	10,07 g/cm³	$6{,}4 \cdot 10^{-14}$	Debierne, 1899
90	Thorium	Th	11,72 g/cm³	0,001	Berzelius, 1829
91	Protactinium	Pa	15,37 g/cm³	$9 \cdot 10^{-11}$	Soddy/Cranston/Hahn, 1917
92	Uran	U	18,97 g/cm³	$3 \cdot 10^{-4}$	Klaproth, 1789
93	Neptunium	Np	20,48 g/cm³	$4 \cdot 10^{-17}$	McMillan/Abelson, 1940
94	Plutonium	Pu	19,74 g/cm³	$2 \cdot 10^{-19}$	Seaborg AG, 1940
95	Americium	Am	13,67 g/cm³		Seaborg AG, 1945
96	Curium	Cm	13,51 g/cm³		Seaborg AG, 1944
97	Berkelium	Bk	13,25 g/cm³		Seaborg AG, 1949
98	Californium	Cf	15,1 g/cm³		Seaborg AG, 1950
99	Einsteinium	Es			Seaborg AG, 1952
100	Fermium	Fm			Seaborg AG, 1952
101	Mendelevium	Md			Seaborg AG, 1955
102	Nobelium	No			Seaborg AG, 1958
103	Lawrencium	Lr			Ghiorso, 1961
104	Rutherfordium	Rf			Flerow/Ghiorso, 1964/69
105	Dubnium	Db			Flerow/Ghiorso, 1967/70
106	Seaborgium	Sg			Oganessian AG, 1974
107	Bohrium	Bh			Oganessian AG, 1976
108	Hassium	Hs			Gesellschaft für Schwerionenforschung, 1984
109	Meitnerium	Mt			Gesellschaft für Schwerionenforschung, 1982
110	Darmstadtium	Ds			Gesellschaft für Schwerionenforschung, 1994
111	Roentgenium	Rg			Gesellschaft für Schwerionenforschung, 1994
112	Copernicium	Cn			Gesellschaft für Schwerionenforschung, 1996

Sachwortverzeichnis

Glossary







JUNGWIRTH

2

NATURWISSENSCHAFTEN FÜR HTL



NEU+

BILDUNGSSTANDARDS



KOMPETENZORIENTIERT